

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ТЕРНОПІЛЬСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ
УНІВЕРСИТЕТ ІМЕНІ ІВАНА ПУЛЮЯ**

**Кафедра харчової
біотехнології і хімії**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до виконання лабораторних робіт
з курсу
«ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ»
Частина 1. «Загальна хімія»**



**для студентів спеціальності 181
«Харчові технології»**

ТЕРНОПІЛЬ - 2020

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з курсу «Загальна та неорганічна хімія» розроблено відповідно до навчального плану для студентів спеціальності 181 «Харчові технології» Ч.1. «Загальна хімія» / укладачі: Вічко О. І., Назарко І. С. / Тернопіль: ТНТУ, 2020 – 60 с.

Відповідальний за випуск:

к.т.н., доц. Вічко О. І.

Рецензент:

к.х.н., доц. Швед О. В.
НУ «Львівська політехніка»

Методичні вказівки розглянуті і затверджені на засіданні кафедри харчової біотехнології і хімії.

Протокол № 2 від 18.09.2020р.

Схвалені і рекомендовані до друку методичною комісією ФМТ Тернопільського національного технічного університету імені Івана Пулюя.

Протокол № 2 від 08.10.2020р.

ЗМІСТ

Вступ	4
Правила роботи в лабораторії і техніка безпеки	5

Загальна хімія

Лабораторне заняття № 1

Вступ в хімічну практику	7
--------------------------------	---

Лабораторне заняття № 2

Основні поняття та закони хімії	21
---------------------------------------	----

Лабораторне заняття № 3

Періодичний закон і періодична система	28
--	----

Лабораторне заняття № 4

Класи неорганічних сполук	33
---------------------------------	----

Лабораторне заняття № 5

Кінетика хімічних процесів .Хімічна рівновага	37
---	----

Лабораторне заняття № 6

Властивості розчинів. Гідроліз солей	42
--	----

Лабораторне заняття № 7

Окисно-відновні та електрохімічні процеси	50
---	----

Лабораторне заняття № 8

Загальні властивості металів. Корозія металів	55
---	----

Рекомендована література	60
--------------------------------	----

ВСТУП

Запропоновані методичні вказівки призначені для студентів I курсу Тернопільського національного технічного університету імені Івана Пулюя спеціальності 181 «Харчові технології». Послідовність тем складена згідно робочої програми для цього напрямку підготовки бакалаврів. Курс «Загальна та неорганічна хімія» має важливе значення у підготовці студентів, оскільки поглиблює та узагальнює фундаментальні знання основних законів природи, дає теоретичну та практичну підготовку для розуміння різноманітних хімічних процесів та подальшого вивчення спеціальних технічних дисциплін.

Ефективність засвоєння навчальної дисципліни залежить від змісту та підготовки лабораторних занять, які охоплюють всі теми теоретичного курсу: основні поняття і закони хімії; будова атома та періодична система; типи хімічного зв'язку і будова речовин; класи неорганічних сполук; хімічна термодинаміка та кінетика; розчини; окисно-відновні та електрохімічні процеси; властивості металів та неметалів; хімія елементів та їх сполук.

Мета лабораторного практикуму – закріпити знання студентів з хімії як експериментально-теоретичної науки та удосконалити вміння і навички роботи з хімічними приладами та реактивами. **Робота в лабораторії** базується на належній підготовці до заняття і включає такі частини:

- 1) *теоретичну* (обговорення теоретичних запитань та оприлюднення цікавої інформації по темі заняття);
- 2) *експериментальну* (виконання дослідів запропонованих викладачем).

У процесі експериментальної роботи необхідно уважно стежити за ходом досліду та враховувати всі його особливості – випадання або розчинення осадів, зміну забарвлення розчинів, виділення газоподібної речовини, теплові ефекти тощо. Результати досліджень записують у лабораторний журнал або спеціальний зошит для лабораторних робіт. Форма запису – *звіт* про виконану роботу, який складається у такій послідовності:

1. Номер заняття, його тема, мета, дата проведення. *Мету* роботи студенти формулюють самостійно.
2. Номер і назва досліду. Короткий опис ходу проведення досліду. Пояснення спостережень і наведення відповідних рівнянь хімічних реакцій. Малюнок приладу (якщо він використовувався) та розрахунки (якщо вони були).
3. Висновки.

Після складання звіту кожна лабораторна робота повинна бути захищена. Непідготовленість студента до заняття або його відсутність без поважних причин оцінюється в 0 балів. Незалежно від причин пропуску, пропущені лабораторні роботи повинні бути відпрацьовані.

ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ І ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ

При роботі в хімічній лабораторії необхідно неухильно виконувати правила роботи та техніку безпеки:

- старанно готуватися до кожного лабораторного заняття;
- стисло записувати в журналі усі спостереження, зроблені під час експерименту;
- усі склянки з реактивами закривати пробками і ставити на постійні, відведені для них місця. Не брати зайву кількість реактивів, а коли це випадково трапиться, не виливати надлишок у загальну склянку, щоб не забруднювати реактив у склянці;
- усі операції з леткими та шкідливими речовинами проводити лише у витяжній шафі;
- ніяких речовин в лабораторії не коштувати на смак. Нюхати речовини можна, лише направляючи на себе пару або газу легким рухом руки, а не нахилиючись до посудини і не вдихаючи на повні груди;
- категорично забороняється затягувати ротом у піпетки кислоти, луги, органічні речовини та їх розчини;
- під час нагрівання рідких і твердих речовин у пробірках і колбах заборонено направляти їх отвори на себе і сусідів, не

зазирати зверху у посудину, яка нагрівається відкрито, щоб запобігти можливому враженню під час викиду гарячої маси;

- категорично забороняється виливати у раковину концентровані розчини кислот і лугів, а також різноманітні органічні розчинники, сильно пахнучі і вогнєнебезпечні речовини. Усі ці відходи потрібно зливати у спеціальні бутлі;

- не заходити до лабораторії у верхньому одязі, не класти на хімічні столи сумки, валізки та інші непотрібні для хімічного дослідження речі;

- вимкнути після роботи електронагрівальні прилади, загасити газові пальники, перевірити, чи добре закручені водопровідні крани;

- при опіках полум'ям, кислотами, лугами і при отруєнні реактивами або газом, слід негайно звернутися до викладача або лаборанта для надання першої допомоги. У тяжких випадках до потерпілого слід негайно викликати лікаря.

Надання першої допомоги при опіках кислотами і лугами

При попаданні кислоти або лугу на шкіру, ушкоджені ділянки необхідно ретельно промити водою протягом 15-20 хвилин, після цього пошкоджену кислотою поверхню обмити 5% розчином питної соди, а обпечену лугом – 3 % розчином борної кислоти або розчином оцтової кислоти.

При попаданні на слизову оболонку очей кислоти або лугу необхідно очі ретельно промити водою протягом 15-20 хвилин, після цього промити 2% розчином питної соди, а при ураженні очей лугом – 2% розчином борної кислоти.

При опіках порожнини рота лугом необхідно полоскати 3% розчином оцтової кислоти або 3% розчином борної кислоти, при опіках кислотою – 5% розчином питної соди.

При попаданні кислоти в дихальні шляхи необхідно дихати розпиленням за допомогою пульверизатора 10% розчином питної соди, при попаданні лугу – розпиленням 3 % розчином оцтової кислоти.

ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ

В КАБІНЕТІ ХІМІЇ

- 1** Всі дії та переміщення в кабінеті хімії виконуйте спокійно, щоб випадково не перевернути хімічний посуд, прилади, склянки з реактивами, які стоять на столах
- 2** Уважно читайте етикетку на посудині з тією речовиною, яку берете для досліду
- 3** Відкривши пробку, поставте її на лабораторний стіл, а не кладіть боком
- 4** Посудину, з якої взяли реактив, відразу закрийте пробкою і поставте на місце
- 5** Реактиви для дослідів беріть тільки в тих кількостях, які зазначені в інструкції або вказані вчителем
- 6** При наливанні рідини беріть посудину з реактивом так, щоб етикетка була повернута у бік долоні. Знімайте краплю з краю шийки посудини
- 7** Наливайте та насипайте реактиви над столом
- 8** Якщо реактив потрапив в очі, на шкіру або одяг, негайно сповістіть вчителя, ретельно змийте реактив водою, а потім нейтралізуючою речовиною
- 9** Нюхайте всі речовини з обережністю, не нахиляйтесь над посудиною і не вдихайте повними грудьми, а спрямовуйте до себе пару чи газ рухами руки
- 10** Щоб уникнути перегрівання та розтріскування пробірки, ніколи не нагрівайте її лише знизу, а рівномірно прогрівайте всю пробірку, весь її вміст
- 11** Відпрацьовані реактиви після їх нейтралізації зливайте у раковину, цінні реактиви – у спеціальні посудини
- 12** Після закінчення роботи приберіть своє робоче місце, вимкніть воду, електронагрівальні прилади й обов'язково ретельно вимийте руки

ПОПЕРЕДЖУВАЛЬНІ ЗНАКИ



ОБЕРЕЖНО!
НЕБЕЗПЕКА



ОБЕРЕЖНО!
ОТРУТА



ОБЕРЕЖНО!
ІДКА РЕЧОВИНА



ОБЕРЕЖНО!
ЛЕГКОЗАЙМИСТА
РЕЧОВИНА



ОБЕРЕЖНО!
ЕЛЕКТРИЧНА
НАПРУГА



ОБЕРЕЖНО!
ВИБУХОНЕБЕЗПЕЧНА
РЕЧОВИНА

Лабораторна робота №1

ТЕМА. Вступ у хімічну практику.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Вимірювання об'єму рідин

Для вимірювання об'єму рідин використовують градуйований мірний посуд: циліндри, мензурки, пробірки, піпетки, бюретки, колби тощо. Міжнародною системою одиниць (СИ) за одиницю місткості прийнятий кубічний метр (1 м^3). В хімічній практиці такою одиницею є 1 мл ($1 \text{ мл} = 1 \text{ см}^3 = 1 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$). Мірний посуд повинен мати знак Державного галузевого стандарту, а при його відсутності посуд калібрується відповідною рідиною.

Мірний посуд застосовують для дозування води (маса 1 мл води при кімнатній температурі практично дорівнює 1,0 г) та інших рідин, що мають однакову з нею густину. Об'єм, якість скла, а також умови градуювання мірного посуду встановлені Комітетом стандартів, мір і вимірювальних приладів. Як правило, вимірювальні прилади градуюються при температурі 20 °С. Місткість вимірювальних приладів з підвищенням температури збільшується, тому правильні показання ці прилади дають тільки при температурі їх градуювання, для води і розбавлених водних розчинів відхилення досягає 0,12-0,13% на кожні 5 °С, для ефіру – 0,5%.

Мірні циліндри – це мірний лабораторний товстостінний посуд, виготовлений зі скла або поліпропілену з нанесеними на зовнішній стінці поділками, які вказують об'єм рідини в мілілітрах (рис.1.1). Вони бувають різної ємності від 5÷10 мл до 1 л і більше. Щоб відміряти необхідний об'єм рідини, її наливають в мірний циліндр, поки нижній меніск не досягне рівня необхідної поділки. Мірний циліндр оснащений спеціальним носиком, який дозволяє здійснювати безпечне та зручне переливання рідини в інший посуд для продовження лабораторної діяльності. Для спеціальних робіт використовують циліндри з притертими пробками.



Рис. 1.1. Мірні циліндри (з носиком та пришліфованою пробкою).

Мензурки – це посуд конічної форми, на стінках якого є поділки (рис.1.2). Найменша ціна поділки складає 10% для мензурок ємністю 50, 100, 250 мл і 5% для мензурок ємністю 500, 1000 мл.

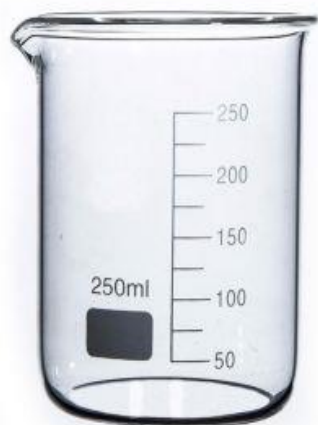


Рис. 1.2. Мензурки.

Пробірки поділяються на: звичайні, градуйовані (мірні) та центрифужні (рис.1.3). *Звичайні пробірки* використовують для проведення хімічних реакцій. *Мірні пробірки* використовуються для проведення в невеликих кількостях простих хімічних операцій зі зміною об'єму, а також як мірні циліндри. *Центрифужні пробірки* застосовують для одночасного вимірювання об'єму осаду і рідини після центрифугування.



Рис. 1.3. Пробірки скляні: а)звичайні, б)градуйовані, в)центрифужні та пластикові (справа).

Піпетки – це скляні трубки невеликого діаметру з розширенням посередині, нижній кінець піпетки трохи відтягнутий і його діаметр біля 1 мм (рис.1.4). Їх використовуються для точного відмірювання об'єму рідини. Піпетки бувають ємністю від 1 до 100 мл, у верхній частині є мітка, до якої набирають рідину. Часто використовуються градуйовані піпетки різної ємності, на зовнішній стінці яких нанесені поділки в 0,1 мм.



Рис. 1.4. Піпетки

Для наповнення піпетки нижній кінець її опускають в рідину і втягують цю рідину за допомогою гумової груші або ротом. Ротом можна набирати в піпетку лише неагресивні рідини. Рідину піднімають так, щоб вона піднялася на 2-3 см вище мітки, потім швидко закривають верхній отвір вказівним пальцем правої руки, притримуючи в той самий час піпетку великим та середнім пальцями. Коли піпетка наповнена, послаблюють натиск вказівного пальця, і рідина помаленьку витікає з піпетки. Як тільки нижній меніск рідини буде на одному рівні з міткою, пальцем знов закривають отвір і переносять піпетку в інший посуд, забирають вказівний палець і дають можливість стекти рідині по стінці посуду.

Після того як рідина витече, піпетку тримають ще протягом 5 с. Після чого, не звертаючи увагу на рідину, що залишилася в піпетці, її забирають з колби. Не можна видувати рідину, що залишилася в кінчику піпетки та швидко виливати рідину, тому що при цьому деяка частина рідини залишається на стінках піпетки.

Бюретки використовують при титруванні, для вимірювання точних об'ємів. Бюретки бувають: а) з притертим краном; б) із затискачем; в) з бусинкою (рис. 1.5.).

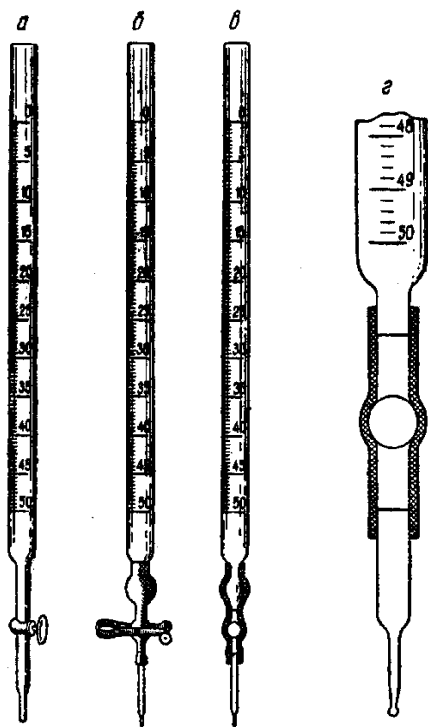


Рис. 1.5. Бюретки

У бюретки з краном можна заливати всі рідини, за винятком лугів, які можуть викликати заїдання крана. Для роботи з лугами використовують бюретки із затискачем або з бусинкою в гумовій трубці. На зовнішній стінці по всій довжині бюретки нанесені поділки в 0,1 мл. Бюретки закріплюють строго вертикально в лабораторних штативах за допомогою лапок. Бюретки призначені для дуже відповідальної роботи – титрування, тому їх слід тримати в ідеальній чистоті.

Мірні колби (рис. 1.6.) необхідні для виконання більшості аналітичних робіт. Це плоскодонні колби різної ємності. В більшості випадків мірні колби мають пришліфовані скляні пробки. Розрізняють вузькогорлі та широкогорлі мірні колби. На горлі колби є кільцева мітка, а на самій колбі є мітка, яка вказує на ємність колби в мілілітрах при визначеній температурі. Мірні колби використовуються для приготування розчинів молярної та нормальної концентрації.

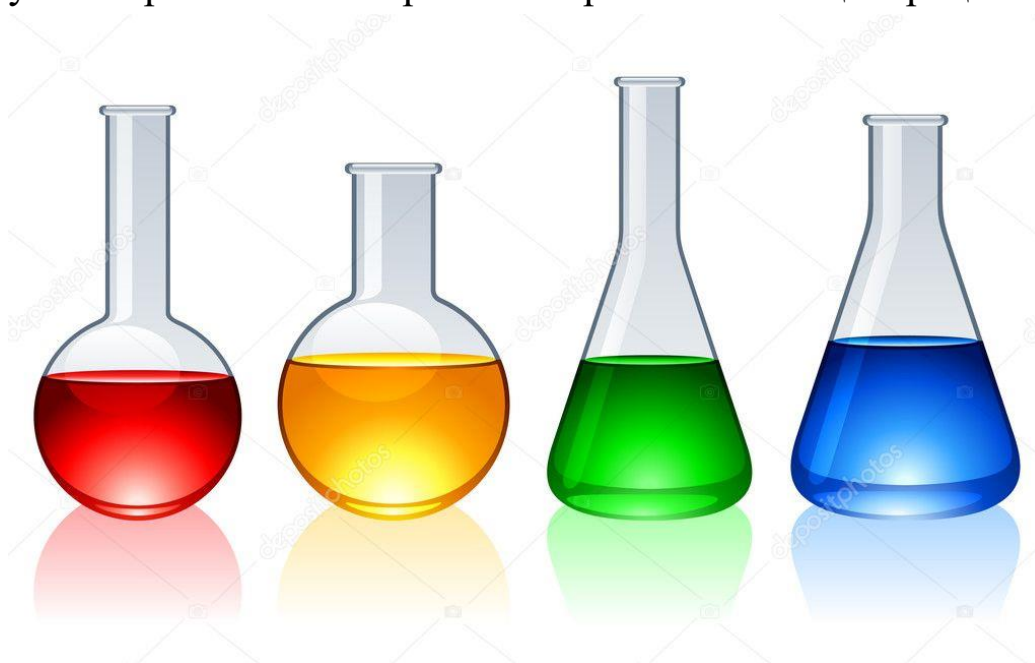


Рис. 1.6. Колби

Правила користування мірним посудом

1. Необхідно користуватися лише добре вимитим мірним посудом. Піпетки і бюретки перед використанням споліскують 2-3 рази невеликими порціями розчину, який збираються відміряти.

2. Піпетка при набиранні рідини, бюретка при титруванні повинні завжди знаходитися строго вертикально.

3. Звичайними піпетками не можна відміряти рідини, в'язкість яких дуже відрізняється від в'язкості води, наприклад, концентровані кислоти, луги.

4. При наповненні бюреток необхідно слідкувати за тим, щоб кінчик бюретки був заповнений розчином.

5. Необхідне правильне положення очей спостерігача при відліку показів бюретки.

Вимірювання маси речовин

Терези призначені для вимірювання маси. В залежності від точності, з якою будуть проводити зважування, терези поділяються на наступні групи:

- для грубого зважування (точність до грамів);
- для точного зважування (точність від 0,01 до 0,1 г);
- для макро- та мікрохімічних аналізів при зважуванні з високою та найвищою точністю (точність від 0,00001 до 0,001 г);

Для зважування в лабораторії використовують різні ваги: технохімічні, ювелірні, аналітичні тощо (рис. 1.7).



Рис. 1.7. Ваги лабораторні та ювелірні (справа)

Технохімічні терези. Вантажопідйомність технохімічних ваг становить від 200 г до кількох кілограм (рис. 1.8). Допустима похибка вимірювань при найбільшому навантаженні лежить в межах 0,1–1,3 %. Для зважування застосовують набір точних гирок, розміщених в

певному порядку в гніздах футляра. На кожній гирці позначена її маса, яка називається номінальною. Істинна маса звично не дорівнює номінальній. Грамові гирки здебільшого нікельовані, але бувають і фарфорові. Найбільша гирка в наборі має масу 500 г.

Крім грамових гирок ще є міліграмові гирки у вигляді пластинок з алюмінію, нейзельберу або нікелю. Для зручності розпізнавання гирки виготовляють різної форми: п'ятсот- та п'ятидесяти міліграмові – шестигранні, двісті- і двадцяти міліграмові – прямокутні, сто- і десяти міліграмові – трикутні. Кожна міліграмова гирка має зігнутий край або вушко, за яке її беруть пінцетом, коли кладуть на шальки терезів або знімають з них.



Рис. 1.8. Технохімічні ваги

Аналітичні терези є найточнішим і найнеобхіднішим приладом для проведення зважування (рис. 1.9). Похибка звичайного аналізу не перевищує десятої долі відсотка. Для аналізу беруть невелику наважку досліджуваної речовини (декілька десятих грама). Ці терези обладнані демпферним пристроєм та мають блок вмонтованого міліграмового визначення маси. Вантажопідйомність становить 200 г. Аналітичні терези завжди знаходяться в скляному футлярі – вітрині з передньою стінкою, що піднімається та двома боковими дверцятами, що відкриваються.



Рис. 1.9. Аналітичні ваги

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід №1. *Калібрування хімічного вимірювального посуду.*

Прилади, обладнання, матеріали: вода дистильована, термометр, мірна колба об'ємом 100 см^3 , мірна піпетка Мора (об'ємом $10\text{-}25\text{ см}^3$), ваги аналітичні, ваги технохімічні, різноважки, скляний бюкс (стакан).

Калібрування хімічного вимірювального посуду здійснюється за масою води, що виливається чи заливається до нього. Калібрують бездоганно чистий, попередньо висушений посуд. Мірні колби перевіряють, зважуючи і заповнюючи їх водою до нижнього краю меніску з міткою. З верхньої частини горловини фільтрувальним папером видаляють краплини води, що залишились на стінках і повторно зважують заповнену колбу на технохімічних (аналітичних) терезах щонайменше 3 рази. За масою води в колбі (m) вираховують об'єм (V) з врахуванням температури t і густини води ρ . При особливо точних обрахунках враховують зміну маси води і гирок у вакуумі та повітрі, а також об'єму мірної колби при різних температурах. В цьому випадку користуються формулою:

$$m = 0,998943 \cdot 1000 \cdot \rho \cdot [1 + 0,000026 (t-20)] \quad (1.1)$$

де: m – справжня маса гирьок (в грамах)

ρ – густина води (в г/см³) при температурі t (в °C),

0,000026 – коефіцієнт кубічного розширення скла.

Калібрування піпеток чи бюреток здійснюють вимірюванням певного об'єму води у попередньо зваженому бюксі, який повторно зважують на аналітичних терезах після наповнення фіксованим об'ємом води. За різницею мас визначають масу води і вираховують об'єм піпетки (бюретки).

У градуйованих піпеток перевіряють правильність градуювання. Для цього з піпетки в бюкс зливають послідовно 5, 10, 15, 20, 25 см³ води. Бюкси кожен раз зважують і вираховують похибку градуювання піпетки. Всі визначення проводять щонайменше тричі і вираховують середнє значення.

Хід роботи

1.1. Калібрування мірної колби об'ємом 100 см³.

Бездоганно чисту суху колбу зважують (щонайменше тричі) і знаходять середнє значення її маси. Тоді дистильованою водою заповнюють колбу до мітки (за нижнім краєм меніску). Температуру води попередньо визначають. З верхньої частини горловини фільтрувальним папером видаляють краплини води, що залишились на стінках і зважують заповнену колбу на технохімічних терезах щонайменше 3 рази. За масою води в колбі (m) вираховують об'єм (V) з врахуванням температури і густини води (формула 1.1):

$$V = m / \rho \quad (1.2)$$

Обчислений об'єм і буде справжнім значенням об'єму колби, яким слід користуватися. У випадку калібрування при температурі, відмінній від 20°C, її об'єм приводять до об'єму при 20°C за формулою:

$$V_{20} = m \cdot 1000 / m_t \quad (1.3)$$

де: m – маса води в мірній колбі при температурі t ;

m_t – маса води при температурі t , що займає об'єм 1000 см³ при 20°C (таблиця 1.1);

V_{20} – справжній об'єм.

Таблиця 1.1. Густина та питома вага води при різній температурі

Температура, °C	Густина, г/см ³	Маса води, що займає об'єм 1000 см ³ при 20°C
12	0,99952	998,23
14	0,99927	998,04
16	0,99897	997,80
18	0,99862	997,51
20	0,99823	997,18
22	0,99780	996,80
24	0,99732	996,39

1.2. Калібрування піпеток Мора (чи бюреток).

Скляний бюкс чи стакан старанно миють, сушать, а тоді зважують (попередньо на технохімічних та на аналітичних терезах). Піпетку заповнюють дистильованою водою до мітки (за нижнім краєм меніску), вміст виливають у бюкс і зважують. За різницею мас визначають масу води і вираховують об'єм піпетки (бюретки). Всі визначення проводять що найменше тричі і вираховують середнє значення.

Дослід №2. Робота з вимірювальним посудом.

Прилади, обладнання, матеріали: мензурка, склянка з водою, тіло неправильної геометричної форми, горох, сипкі матеріали (пісок, сіль, крупа тощо), різні типи терезів.

Об'єм – це фізична величина, яка характеризує властивість тіл займати певну частину простору. Об'єм позначають літерою **V**. Основна одиниця вимірювання об'єму – 1 м³.

[**V**] = 1 м³ (1 м³ – це об'єм куба зі стороною 1 м).

Вимірювання об'єму рідини

Для вимірювання об'єму рідини або сипкого матеріалу за допомогою мірного циліндра необхідно:

1. Перелити рідину або висипати сипкий матеріал у мірну посудину: вони набудуть форми посудини, а їхня вільна поверхня розташується на певній висоті (необхідно домогтися, щоб вільна поверхня рідини або сипкого матеріалу була горизонтальною).
2. Визначити, навпроти якої позначки шкали розташована поверхня стовпа рідини або сипкого матеріалу.
3. Знаючи ціну поділки шкали, з'ясувати об'єм рідини або сипкого матеріалу. При вимірюваннях потрібно дивитися на рівень води чи сипких матеріалів, як показано на рис. 1.10.

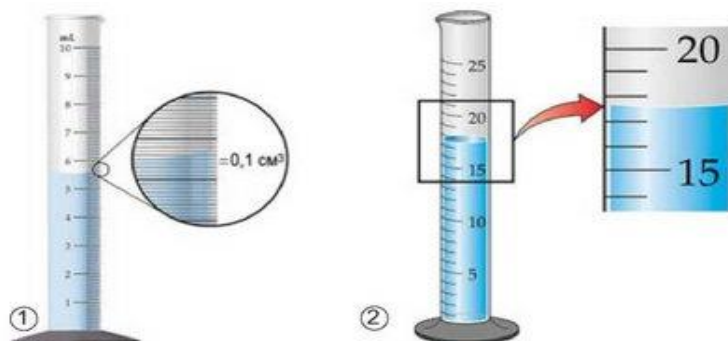


Рис. 1.10. Вимірювання об'єму рідини.

Вимірювання об'ємів невеликих тіл неправильної форми

Об'єм невеликого тіла можна виміряти за допомогою мірного циліндра (рис. 1.11). Для цього необхідно:

1. Налити в циліндр стільки води, щоб тіло могло зануритися у неї.
2. Визначити об'єм води V_1 .
3. Опустити тіло у воду і визначити об'єм тіла та води V_2 .
4. Визначити об'єм тіла: $V = V_2 - V_1$.

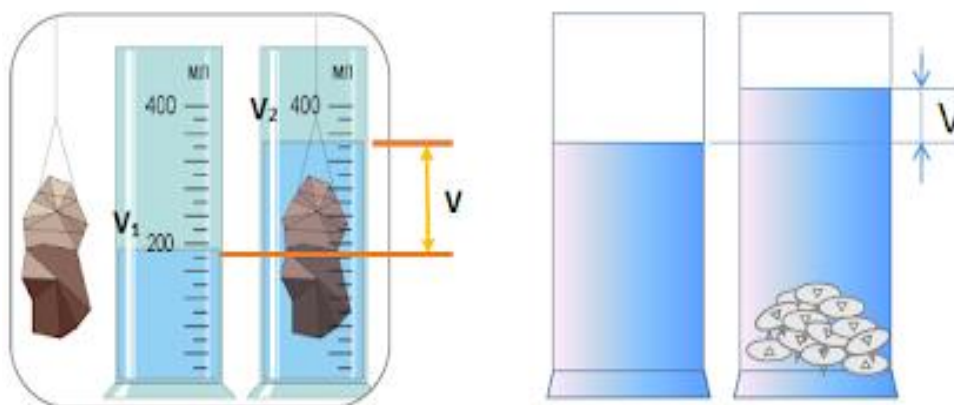


Рис. 1.11. Вимірювання об'єму тіла

Хід роботи

2.1. Об'ємні вимірювання.

Виміряйте об'єм рідини та сипких матеріалів за допомогою мірного циліндра (мензурки). Для цього візьміть однакову масу для всіх матеріалів, наприклад 50 або 100 г. Результати всіх вимірювань занесіть до таблиці 1.2.

Таблиця 1.2. Результати вимірювань об'єму.

Номер досліду	Матеріал	Об'єм рідин або сипкого матеріалу $V_{\text{вим}}$, см^3 або мл
1	вода дистильована	
2	оцет столовий	
3	олія соняшникова	
4	пісок річковий	
5	манна крупа	
6	сіль кухонна	
7	горох сушений	

Виміряйте об'єм твердого тіла неправильної геометричної форми шляхом прямих вимірювань (за допомогою мірного циліндра). Для цього:

- 1) частково наповніть мірний циліндр водою й визначте об'єм води в циліндрі V_1 , см^3
- 2) занурите тіло в мірний циліндр із водою й виміряйте загальний об'єм води разом із тілом V_2 , см^3
- 3) визначте об'єм тіла: $V = V_2 - V_1$, см^3 .

2.2. Вагові вимірювання.

Виміряйте маси сипких матеріалів на різних вагах з різною точністю (наявних у лабораторії). Для цього візьміть однаковий об'єм для всіх матеріалів, наприклад 50 або 100 мл. Результати всіх зважувань запишіть у таблицю 1.3.

Таблиця 1.3. Результати вимірювань маси.

Матеріал	Вага лабораторна	Вага технохімічна	Вага аналітична
цукор			
пісок			
сіль			

Запитання для усної відповіді

1. Як проводять вимірювання об'єму рідин?
2. При якій температурі градуують вимірювальні прилади?
3. Назвіть різні види мірного посуду.
4. Охарактеризуйте мірні циліндри за призначенням та видами.
5. Для чого використовують мензурки?
6. Назвіть різновиди пробірок та їх призначення.
7. Для яких вимірювань використовують піпетки?
8. Як правильно наповнити піпетки рідиною та відміряти необхідний об'єм?
9. Назвіть різновиди бюреток та їх призначення.
10. Для чого використовують мірні колби?
11. Перелічіть правила користування мірним посудом.
12. Як проводять зважування речовин?
13. Як поділяються терези за точністю зважування? Де їх застосовують?
14. Порівняйте різні ваги за точністю вимірювань маси.
15. Які переваги мають електричні ваги?
16. Для чого калібрують мірний посуд?
17. Як практично проводять калібрування хімічного вимірювального посуду?
18. Як виміряти об'єм рідини та сипких матеріалів?
19. Як виміряти об'єм твердого тіла за допомогою мірного циліндра?
20. Як проводять вагові вимірювання сипких матеріалів?

Лабораторна робота №2

ТЕМА. Основні поняття та закони хімії.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Основні поняття

Атомно-молекулярне вчення є основою хімії. Згідно цієї теорії всі речовини складаються з найдрібніших частинок, які взаємно притягуються, безперервно рухаються і визначають властивості речовин. Цими найдрібнішими частинками є атоми, які не виникають і не утворюються під час хімічних реакцій і їх неможливо розділити чи перетворити на інші атоми. Отже, **атом** – це найменша частинка елемента, яка зберігає його хімічні властивості. Властивості атома визначаються його електронною будовою.

Хімічний елемент – це вид атомів з однаковим зарядом ядра. Атоми одного елемента однакові і мають однакову масу, атоми різних елементів – різну. Хімічний елемент характеризують символом, порядковим номером, атомною масою, ступенем окиснення тощо. На сьогодні відомо 118 елементів, хоча в зарубіжних джерелах наведено відомості про синтез ще багатьох елементів.

Еквівалент елемента – це така реальна або умовна частинка, яка сполучається з одним атомом Гідрогену, або заміщує таку саму його кількість в хімічних сполуках, чи якимось іншим чином еквівалентна йому в реакціях, які не супроводжуються зміною ступеня окиснення елемента, а в окисно – відновних процесах – це є частинка, яка приймає чи віддає один електрон. Маса одного моль еквівалента, виражена в грамах чисельно дорівнює масі одного еквівалента в вуглецевих одиницях і називається **молярною масою еквівалента елемента** (M_e):

$$M_e = \frac{M_r}{B}, \text{ г/моль} \quad (2.1)$$

Атоми (однакові чи різні) здатні сполучатись і утворювати більші частинки – **молекули**. Це найдрібніші частинки речовини, що проявляють її хімічні властивості. Під час хімічних реакцій молекули руйнуються, атоми перегруповуються і утворюють нові речовини.

Основні закони

Закон збереження маси: маса речовин, які вступають у хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються внаслідок реакції. Проте, майже всі хімічні реакції супроводжуються виділенням чи поглинанням тепла. Тому між масою речовини та енергією існує взаємозв'язок, який виражається **рівнянням Ейнштейна**:

$$E = m \cdot c^2 \quad (2.2)$$

де E – енергія, m – маса, c – швидкість світла у вакуумі ($2,997925 \times 10^8$ м/с).

Закон сталості складу: будь-яка складна речовина, незалежно від способу її добування має сталий якісний та кількісний склад. Проте цей закон справедливий лише для речовин молекулярної будови, оскільки існують сполуки змінного складу – **бертоліди**. Їх склад змінюється залежно від способу отримання і виражається нецілочисельними індексами. Бертолідами найчастіше є кристалічні неорганічні речовини. Тому сучасне формулювання цього закону таке: якісний та кількісний склад речовин молекулярної будови не залежить від способу її одержання.

Закон еквівалентів: маси реагуючих речовин прямо пропорційні їх еквівалентним масам:

$$m_1 / m_2 = E_{m1} / E_{m2}$$

де m_1 і m_2 – маси реагуючих речовин; E_{m1} і E_{m2} – еквівалентні маси цих речовин. Тобто, знаючи еквівалентну масу однієї речовини можна обчислити еквівалентну масу іншої.

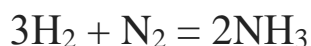
Якщо одна з реагуючих речовин газоподібна, то у формулі закону еквівалентів замість маси використовують її об'єм та еквівалентний об'єм:

$$M / E_m = V / E_v \quad (2.3)$$

Газові закони

- 1. Закон об'ємних відношень:** при сталому тиску і температурі об'єми реагуючих газів відносяться між собою та до об'ємів одержаних газоподібних речовин як невеликі цілі числа.

Наприклад,



$$V(\text{H}_2) : V(\text{N}_2) : V(\text{NH}_3) = 3:1:2$$

2. Закон Авогадро: у рівних об'ємах різних газів за однакових температури і тиску міститься однакове число молекул.

Наслідки із закону:

1) 1 моль будь-якого газу при однакових умовах займає однаковий об'єм. Для цього обчислюють **молярний об'єм газу** за формулою:

$$V_m = M / m \quad (2.4)$$

де V_m – об'єм, який займає 1 моль газу за н.у.; M – молярна маса газу; m – маса 1 л газу за н.у. Так експериментально було визначено, що молярний об'єм будь-якого газу за н.у. рівний 22,4 л/моль.

2) Відношення мас однакових об'ємів різних газів за однакових умов називається **густиною одного газу за іншим** і обчислюється за формулою:

$$D = m_1 / m_2 \quad \text{або} \quad D = M_1 / M_2 \quad (2.5)$$

Оскільки відношення мас однакових об'ємів різних газів за н.у. дорівнює відношенню їх молярних мас, тому що молярні маси різних газів займають об'єм 22,4 л/моль. Для повітря використовують середню молярну масу, яка рівна 29 г/моль. Тому для визначення густини газу за повітрям формула набуває вигляд: $D_{\text{пов}} = M_1 / 29$.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід №1. Теоретичне визначення молярної маси еквівалента елемента.

Еквівалентна маса елемента – це атомна маса елемента поділена на його валентність – $E = A/n$, **наприклад:**

$$E_{\text{Mg}} = 24,30 / 2 = 12,15 \text{ г/моль.}$$

Еквівалентна маса елемента, що має змінну ступінь окиснення — змінна величина. Вона залежить від валентності елемента. **Наприклад:**

$$1) \text{FeCl}_2 \quad E_{\text{Fe}} = 28 \text{ г/моль; } 2) \text{FeCl}_3 \quad E_{\text{Fe}} = 18,6 \text{ г/моль.}$$

Еквівалентом складної речовини називається така кількість, яка без залишку взаємодіє з одним еквівалентом будь-якої іншої речовини. **Еквівалентна маса кислоти** = молярній масі кислоти, поділеній на її основність. *Наприклад:*

$$E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 / 2 = 49 \text{ г/моль.}$$

Еквівалентна маса гідроксиду = молярній масі основи, поділеній на валентність металу або на атомність (число груп OH). *Наприклад:*

$$E(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 / 2 = 37 \text{ г/моль.}$$

Еквівалентна маса солі = молярній масі солі, поділеній на добуток валентності металу на кількість його атомів у молекулі. *Наприклад:*

$$E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 / 2 \cdot 3 = 57 \text{ г/моль}$$

Дослід №2. Практичне (вагове) визначення молярної маси еквівалента елемента.

Прилади, обладнання, матеріали: фарфоровий тигель, щипці, газовий пальник, ексікатор, технічні ваги, магній, HNO_3 ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$),

Суть даного способу полягає в тому, що відважену кількість металу перетворюють в нітрат, який потім за допомогою прожарювання переводять в оксид. Різниця між масою оксиду та масою металу дає масу сполученого з металом Оксигену.

Нехай візьмемо «а» грамів металу і добудемо «b» грамів оксиду. Тоді на один грам Оксигену припадає «a/b-a» грамів металу. Еквівалент металу буде дорівнювати:

$$E_{\text{Me}} = \frac{8a}{b-a} \quad (2.6)$$

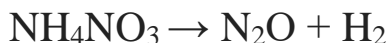
Зважте з точністю до 0,01г чисту, сухий фарфоровий тигель ємністю 10мл. Покладіть в нього декілька стружок магнію і знову зважте. Різниця між першим та другим зважуванням дасть масу металічного магнію. Наважка магнію повинна бути в межах $0,05 \div 0,06 \text{ г}$. Дуже обережно, невеликими порціями, уникаючи бурхливої реакції, яка може привести до втрати речовини при розбрискуванні, додайте до металу нітратну кислоту ($\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$)

порціями. Додавання кислоти припинити тільки тоді, коли весь метал перейде в розчин.

Магній реагує з нітратною кислотою за схемою:



Добутий розчин обережно прожарити (на сухо) на газовому пальнику. Твердий залишок, що утворився, прожарити доти, доки перестане виділятися білий дим. При прожарюванні відбуваються такі реакції:



Тигель з залишком від прожарювання після невеликого охолодження на повітрі, перенесіть в ексикатор і дайте остигнути до кімнатної температури (не менше 10хв) та зважте. Результати досліду запишіть таким чином:

m_1 - маса тигля, г;

m_2 - маса тигля з магнієм, г;

a – маса магнію, г, ($a = m_2 - m_1$);

m_3 – маса тигля з залишком після прожарювання, г;

b – маса оксиду магнію, г, ($b = m_3 - m_1$)

Обчисліть теоретичну та експериментальну молярну масу еквіваленту магнію. Розрахуйте абсолютну та відносну похибки визначення. Урівняйте всі рівняння методом електронного балансу.

Дослід №3. Визначення еквівалентної маси металу методом витіснення.

Прилади, обладнання, матеріали: лабораторний штатив, пробірка Оствальда, бюретка, скляна трубка, гумова трубка, дистильована вода, Zn, HCl.

Даний метод заснований на реакції розчинення металу в надлишку кислоти і вимірюванні об'єму водню, що виділиться. Прилад для встановлення еквіваленту металу складається із бюретки 1 та скляної трубки 2, заповнених дистильованою водою і з'єднаних між собою гумовою трубкою. До бюретки приєднана пробірка Оствальда 3. Трубки закріплені зажимами у штативі (рис. 2.1).

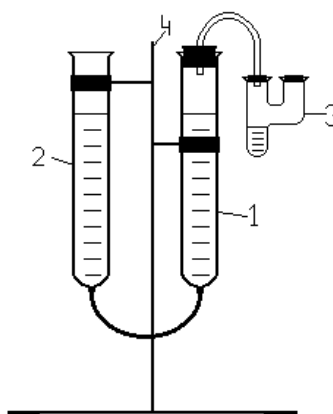


Рис. 2.1. Прилад для встановлення еквіваленту металу.

В одне з колін пробірки Оствальда розмістити наважку металу, а в саму пробірку налити 3-5 мл HCl . Перевірити герметичність приладу. Для цього приєднати пробірку до бюретки і, не перевертаючи її, опустити або підняти скляну трубку 2. Коли прилад герметичний, то рівень води в бюретці не повинен змінюватись. Записати в зошит положення рівня рідини в бюретці, атмосферний тиск і температуру.

Після того, як досягнуто герметичності, пробірку перевернути так, щоб метал занурився у HCl . Під тиском водню, який утворюється при взаємодії металу з кислотою, вода із бюретки переходить у трубку 2. Після закінчення реакції пробірку охолодити до кімнатної температури, а положення менісків в бюретці і трубці привести до одного рівня. Записати нове положення рівня води. Результати вимірів занести до таблиці 2.1.

Таблиця 2.1. Результати дослідів

Наважка, г (m_{Me})	Умови дослідів		Положення рівня рідини		Об'єм витісненого водню, мл (V)
	температура, $^{\circ}\text{C}$ (t)	тиск, Па (P)	до дослідів	після дослідів	

Розрахунки еквівалента

1. Користуючись формулою $\frac{PV}{T} = \frac{P_o V_o}{T_o}$, знайти об'єм водню за н.у.

(V_o). В експерименті водень збирається над поверхнею води і, таким чином, містить водяний пар. Загальний тиск газу в бюретці, який дорівнює атмосферному, складається із тиску водню і водяного пару (P_{H_2O}). З урахуванням цього об'єм водню за нормальних умов встановлюється за рівнянням:

$$V_o = \frac{V * (P - P_{H_2O}) * 273}{(273 + t) * 101,325} =$$

2. Розраховують еквівалент металу за формулою:

$$E_{(Me)_{\text{прат.}}} = \frac{m_{(Me)} * V_{\text{екв}(H_2)}}{V_o} = \frac{m_{(Me)}, \text{г} * 11,2, \text{л} / \text{моль}}{V_o, \text{л}} =$$

Отримане значення порівняти з теоретичним.

3. Розрахувати відносну похибку досліду:

$$O = \frac{(E_{\text{теор.}} - E_{\text{прат.}})}{E_{\text{теор.}}} * 100\% =$$

При вірному виконання роботи відносна похибка не повинна перевищувати $\pm 5\%$.

Запитання для усної відповіді

1. Дати визначення основних хімічних понять (атом, молекула, хімічний елемент, еквівалент).

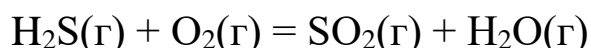
2. Назвіть основні хімічні закони. Яке їх практичне застосування?

3. Підтвердіть закон збереження маси речовини на прикладі будь-якої хімічної реакції.

4. Чому закон сталості складу справедливий лише для речовин молекулярної будови?

5. Охарактеризуйте газові закони та їх застосування.

6. Обчисліть об'ємні відношення газоподібних речовин у реакції:



7. Як визначити еквівалентну масу складної речовини?

8. Як визначити еквівалентну масу металу теоретично (практично)?

9. Як перевірити прилад на герметичність?

Лабораторна робота №3

ТЕМА. Періодичний закон і періодична система.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

У 1869 році **Д.І. Менделєєв** розташував відомі на той час 63 елементи згідно зі зростанням їх атомних мас і сформулював **періодичний закон**: властивості хімічних елементів, а також властивості утворених ними речовин перебувають у періодичній залежності ***від величини атомних мас хімічних елементів.*** **Сучасне формулювання періодичного закону:** властивості хімічних елементів, а також форми та властивості сполук перебувають у періодичній залежності від величини заряду ядра їх атомів, тобто ***від порядкового номера хімічного елемента*** в періодичній системі. Графічним відображенням періодичного закону є **періодична система**, що складається з періодів та груп.

Структура періодичної системи

Період – горизонтальний ряд хімічних елементів, розміщений за зростанням порядкового номера, який починається з лужного металу і закінчується інертним газом. Є сім періодів. Перші три малі, тому що складаються з одного ряду, і IV – VI, – великі, складаються з двох рядів, сьомий період незавершений.

Група – вертикальний стовпчик хімічних елементів з подібними хімічними властивостями та однаковою вищою валентністю, що дорівнює номеру групи (крім I, VIII груп побічних підгруп). Група поділяється на **підгрупи**: головну та побічну (два стовпчики).

Головна підгрупа складається з хімічних елементів малих і великих періодів, тобто стовпчик починається з самого верху.

Побічна підгрупа складається з хімічних елементів лише великих періодів (тобто стовпчик починається нижче, ніж головна підгрупа).

Розподіл хімічних елементів на родини:

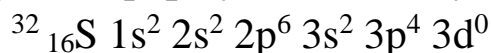
s – елементи (I, II група головні підгрупи) характеризуються заповненням останнього електрона на S-підрівень.

p – елементи (III-VIII групи головні підгрупи) характеризуються заповненням p-підрівня останнім електроном.

d – елементи (всі елементи побічних підгруп) характеризуються заповненням в останню чергу електронами d-підрівня передостаннього рівня.

f – елементи (актиноїди та лантаноїди) характеризуються заповненням електронами 4 f та 5 f підрівнів.

Електронна формула атома Сульфуру:

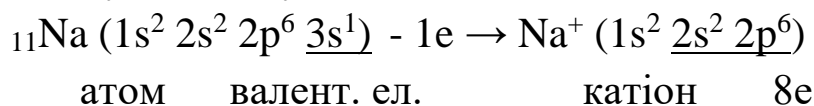


Валентні електрони $3s^2$ і $3p^4$ розміщуємо в комірки

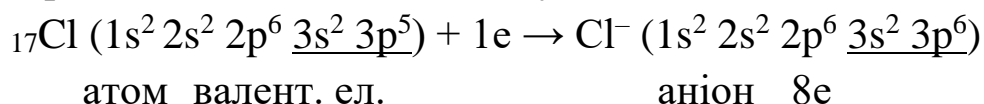
			Незбуджений стан атома
			I-ий збуджений стан
			II-ий збуджений стан
3s	3p	3d	

Збуджений стан атома виникає за рахунок переходу спарених електронів у вакантну комірку – **в межах одного рівня**.

Метали – це хімічні елементи, в яких на останньому рівні, як правило, 1, 2, 3 електрони. **Металічні властивості** – це здатність атома віддавати валентні електрони і набувати конфігурації інертного газу, тобто мати завершений восьмий електронний зовнішній рівень. Позитивно заряджену частинку називають – **катіоном**.



Неметали – це хімічні елементи, в яких на останньому рівні чотири і більше електронів. **Неметалічні властивості** – це здатність приєднувати електрони до заповнення зовнішнього рівня до конфігурації інертного газу, тобто до 8-ми електронів, з утворенням негативно зарядженої частинки – **аніону**.



Види геометричної форми молекули:

1. Лінійна (HCl , BeCl_2 , Na_2CO_3).
2. Кутова (H_2O , H_2S).
3. Трикутна (SO_2 , BF_3).
4. Трикутна піраміда (NH_3).
5. Тетраedr (CH_4).

Будова твердого тіла

Тверді тіла бувають аморфні, що не мають кристалічної ґратки, і кристалічні. Кристалічна будова характеризується певною орієнтацією частинок у вигляді кристала (багатогранника). Залежно від природи частинок, розміщених у вузлах кристалічної ґратки, розрізняють **іонні, атомні, молекулярні та металічні ґратки**.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Зміна металічних властивостей атомів елементів

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, технохімічні ваги, оксиди: MnO , Al_2O_3 , P_2O_5 ; метали: Fe , Mg , Zn ; розчини: HCl , NaOH (концентрований), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

1.1. У дві пробірки насипаємо по 1г MnO , в інші дві пробірки – по одному граму Al_2O_3 , в останні дві пробірки – по 1г P_2O_5 . До кожного оксиду в одну пробірку доливаємо хлоридної кислоти, а в другу – концентрованого розчину лугу. Спостерігаємо розчинення оксидів у випадку проходження реакцій.

На основі виконаних дослідів записати рівняння реакцій і зробити висновок про кислотно-основні властивості оксидів.

1.2. У три пробірки (на 1/3 об'єму) налити розчин плюмбум (II) нітрату. У першу пробірку занурити шматочок заліза, у другу – цинку, а у третю – магнію. Через кілька хвилин огляньте поверхню металів, занурених у розчин солі $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Складіть рівняння реакції взаємодії заліза, магнію і цинку з плюмбум (II) нітратом. Результати експерименту оформіть у вигляді таблиці 3.1.

Таблиця 3.1. Результати експерименту

До реакції		Після реакції	
Хімічний знак атому або іону металу	Електронна формула атому або іону	Хімічний знак атому або іону металу	Електронна формула атому або іону
Fe	... 3d ⁶ 4s ²		
Mg			
Zn			
Pb ²⁺			

Наведіть схему розташування на атомних орбіталях електронів, що відповідають скороченим електронним формулам атомів: а) магнію, б) феруму, в) цинку, г) плюмбуму. Якими значеннями квантових чисел (n, l, ml) характеризується атомна орбіталь формуючого електрона у атомах: а) магнію, б) феруму, в) цинку, г) плюмбуму?

Знайдіть у періодичній системі електронні аналоги плюмбуму і запишіть скорочені формули, що виражають електронну структуру атомів цих елементів.

Дослід 2. Зміна неметалічних властивостей атомів елементів

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, індикаторний папір, бромна вода, хлорна вода, розчини KI, NaBr, NaCl, H₂CO₃, H₃PO₄, H₂SO₄, HClO₄.

2.1. У пробірку наливаємо 2 мл KI і додаємо бромну воду (Br₂). Спостерігаємо виділення I₂. У другу пробірку наливаємо 2 мл NaBr і додаємо хлорну воду (Cl₂). Спостерігаємо виділення Br₂. У дві пробірки наливаємо по 2 мл NaCl в одну додаємо бромну воду в іншу – розчин йоду. Виділення газу хлору (Cl₂) не спостерігаємо.

На основі проведених дослідів зробіть висновок про зміну неметалічних властивостей елементів у групі.

2.2. За допомогою універсального індикаторного паперу визначте рН у розчинах різних кислот: H₂CO₃, H₃PO₄, H₂SO₄, HClO₄ тощо.

На підставі одержаних результатів зробіть висновок про зміну властивостей неметалів і їх сполук у періодах.

Запитання для усної відповіді

1. Чим відрізняється сучасне формулювання періодичного закону від запропонованого Д. І. Менделєєвим?
2. Яка структура періодичної системи?
3. Поясніть розподіл хімічних елементів на родини.
4. Як відбувається заповнення орбіталей електронами? Які є правила заповнення?
5. Який зв'язок між електронною будовою атома та його положенням у періодичній системі?
6. Охарактеризуйте хімічний елемент за електронною формулою та поясніть її зміст.
7. Що таке збуджений стан атома? Наведіть приклади.
8. Чим відрізняється атом металу (неметалу) та його іон?
9. Які причини зміни металічних та неметалічних властивостей в групі та періоді?
10. Як змінюються металічні та неметалічні властивості елементів у групі та періоді?
11. Поясніть періодичність зміни властивостей елементів на прикладі галогенів.
12. Яка будова твердих тіл?
13. Яка залежність між властивостями твердих тіл та типом кристалічної ґратки?

Лабораторна робота №4

ТЕМА. Класи неорганічних сполук.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Складними називають речовини, що складаються з атомів різних хімічних елементів. Складні речовини називаються хімічними сполуками. Хімічні сполуки дуже численні й різноманітні за своїм складом й властивостям. Основними класами неорганічних сполук є оксиди, гідроксиди та солі.

Оксидами називаються сполуки хімічних елементів з Оксигеном, у яких ступінь окиснення Оксигену дорівнює -2. За хімічними властивостями оксиди підрозділяються на солетворні й несолетворні (CO , NO , N_2O і ін.). **Солетворні оксиди**, у свою чергу, підрозділяються на: **лужні** (Na_2O , CaO , FeO і ін.), **кислотні** (SO_2 , SO_3 , SiO_2 , CO_2 і т.д.) та **амфотерні** (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO , SnO_2 і ін.).

Гідроксидами є сполуки солетворних оксидів з водою. По типу та продуктах електролітичної дисоціації у водних розчинах і за хімічними властивостями гідроксиди підрозділяються на: **основи** ($\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$ та ін.), **кислоти** (H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 і ін.) та **амфотерні основи** ($\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ та ін.).

До кислот відносять складні речовини, які здатні віддавати катіон Гідрогену H^+ . При дисоціації кислот у водних розчинах утворюється надлишок іонів гідроксонію H_3O^+ . Присутність цих іонів спричиняє кислий смак розчинів кислот та здатність міняти колір хімічних індикаторів, а при високих концентраціях – агресивну дію кислот. Рухливі атоми Гідрогену кислот здатні заміщатися на атоми металів з утворенням солей, які містять катіони металів та аніони кислотного залишку.

Солі є продуктами заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал або гідроксид-аніонів у лугах на кислотний залишок. Згідно з теорією електролітичної дисоціації, солями називають речовини, при дисоціації яких утворюються катіони металів (а також NH_4^+ -катіон) та

аніони кислотних залишків. Солі підрозділяються на: **нормальні** або середні (Na_2SO_4 , K_2S , Na_2SiO_3 і ін.), **кислі** (NaHCO_3 , KHSO_4 , NaHS і ін.), **лужні** [ZnOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ і т.д.], **подвійні** [KNaCO_3 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ і ін.] та **оксосоли** (SbOCl , BiONO_3 , TiOCl_2 і ін.).

Існують сполуки, які не належать до основних класів речовин – це **гідриди** (NaH , CaH_2), **карбіди** (CaC_2 , Al_4C_3), **нітриди** (Ca_3N_2 , Li_3N), **комплексні сполуки** ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) та інші.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід 1. Одержання та властивості оксидів.

Прилади, обладнання, матеріали: пальник, щипці, хімічні стакани, штатив з пробірками, мідна пластинка, металева ложка, розчини: NaOH , HCl , CuSO_4 ; фенолфталеїн, шматочок крейди, червоний фосфор, ZnO .

1.1. Тоненьку мідну пластинку або мідний дротик затисніть щипцями і внесіть в полум'я пальника. Спостерігайте почорніння зразка.

1.2. За рахунок взаємодії розчину сульфату купруму з розчином лугу одержіть в пробірці блакитний осад гідроксиду купруму (II). Обережно нагрійте осад, спостерігайте зміну кольору.

1.3. Затисніть в щипцях кусочок крейди та прожарте його протягом 5-6 хв у верхній ділянці пальника. Обережно занурте прожарений кусочок в пробірку з водою, в яку добавлено декілька крапель фенолфталеїну.

1.4. В хімічну склянку, користуючись металевою ложкою, внесіть шматочок палаючого червоного фосфору. Заберіть ложку зі склянки, долийте невелику кількість води і 3-4 краплі фенолфталеїну, збовтайте.

1.5. Внесіть по одному мікрошпателю оксиду цинку у дві чистих пробірки. В одну додайте кислоти, а в другу – такий самий об'єм концентрованого лугу. Енергійно збовтайте вміст обох пробірок до повного розчинення осадів.

До кожного досліду запишіть спостереження, відповідні рівняння реакцій та висновки.

Дослід 2. Одержання та властивості гідроксидів.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, розчини: NaOH, HCl, CaCl₂, CrCl₃, Na₂SiO₃.

Візьміть три пробірки. В одну пробірку налейте розчин хлориду кальцію, в другу - хлориду хрому, в третю - метасилікату натрію. По каплях в першу та другу пробірки додайте розчин лугу, в третю пробірку – розчин хлоридної кислоти до утворення осадів. Відмітьте забарвлення розчинів та осадів.

Поділіть кожний осад на дві частини. До першої частини кожного з осадів додайте кислоти, а в другу – лугу. Відмітьте розчинність осадів. Який з них розчиняється як в лузі так і в кислоті? Запишіть спостереження та відповідні рівняння реакцій. Зробіть відповідні висновки.

Дослід 3. Одержання та властивості солей.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, розчини: NaOH, H₂SO₄, H₃PO₄, Na₂SO₄, BaCl₂, CaCl₂, Na₂CO₃, Ca(OH)₂, CoSO₄.

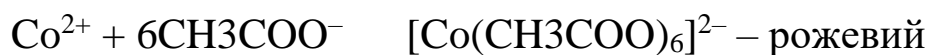
3.1. **Середніх.** В двох пробірках дослідіть дію розчинів сульфату натрію на хлорид барію та хлориду кальцію на карбонат натрію. Запишіть спостереження та відповідні рівняння реакцій у молекулярному та йонному вигляді.

3.2. **Кислих.** Внесіть в пробірку невелику кількість насиченого розчину гідроксиду кальцію, додайте по краплях розбавлений розчин ортофосфатної кислоти. Спостерігайте утворення осаду та його колір. Подійте на осад надлишком кислоти до його зникнення. Напишіть відповідні рівняння реакцій, враховуючи що була одержана кисла сіль – дигідрофосфат кальцію.

3.3. **Основних.** До розчину сульфату кобальту (II) додайте по краплях розчин гідроксиду натрію. Спостерігайте утворення осаду та його колір. Осад розділіть навпіл. До однієї частини додавайте розчин лугу доти доки колір осаду не зміниться, а до другої – розчин

сульфатної кислоти до зникнення осаду. Як змінився колір осаду. Якого кольору набув розчин? Напишіть відповідні рівняння реакцій та зробіть висновки.

3.4. **Комплексних.** В три пробірки налейте 1-2 мл розчину кобальт (II) хлориду, а в четверту такий же об'єм розчину солі купрум (II) хлориду. В першу пробірку додайте кристали натрій ацетату, в другу – кристали натрій нітриту, в третю і четверту – прилийте розчин концентрованої хлоридної кислоти. Напишіть відповідні рівняння реакцій.



Запитання для усної відповіді

1. Як систематизують неорганічні речовини?
2. Що таке оксиди? Як їх класифікують?
3. Наведіть приклади добування оксидів.
4. Що таке гідроксиди? Як їх отримують?
5. Які властивості характерні для кислот? Де їх застосовують?
6. Чим відрізняються основи та амфотерні основи?
7. Які є види солей? Наведіть приклади.
8. Які кислоти та основи не утворюють кислих та основних солей?
9. Назвіть різновиди солей з прикладами.
10. Які є методи одержання солей?
11. Що таке комплексні солі? Дайте назву наступним комплексним сполукам: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Лабораторна робота №5

ТЕМА. Кінетика хімічних процесів. Хімічна рівновага.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Хімічна кінетика

Під **швидкістю реакції** розуміють число актів хімічних перетворень за одиницю часу в одиниці реакційного простору. Для гомогенних процесів реакційний простір є тривимірним і являє собою об'єм (V) реактора, для гетерогенних процесів він є двовимірним (площа поверхні розділу – S). На практиці користуються не числом актів реакції, оскільки ця величина дуже велика, а пропорційними їй параметрами – кількістю речовини (n), молярною концентрацією, яка позначається “C” або “[речовина]”, та ступенем перетворення (α).

У загальному випадку швидкість реакції залежить від концентрації частинок, які беруть участь у реакції. Швидкість реакції є першою похідною концентрації реагуючої речовини за часом:

$$v = \pm dC_i/d\tau \quad (5.1)$$

У розрахунках замість елементарних змін концентрацій (dC_i) та часу ($d\tau$) підставляють їх кінцеві різниці (ΔC) та ($\Delta \tau$). У цьому випадку для гомогенних процесів:

$$v_{\text{гом}} = \pm \Delta n/V \Delta \tau \quad (5.2)$$

або, враховуючи, що відношення числа молів речовини (Δn) до об'єму (V) дорівнює мольній концентрації ($\Delta n/V = \Delta C$),

$$v_{\text{гом}} = \pm \Delta C/\Delta \tau \quad (5.3)$$

Для гетерогенних реакцій:

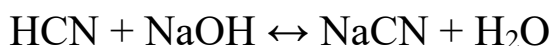
$$v_{\text{гет}} = \pm \Delta n/S \Delta \tau \quad (5.4)$$

Швидкість гомогенних реакцій вимірюється у моль/(л·с), а у гетерогенних реакціях у моль/(м²·с). У процесі реакції відбувається зміна концентрації речовин – кількість вихідних речовин зменшується, що відображується знаком “–”, а кількість продуктів у ході реакції збільшується, що відображується знаком “+” у кінетичному рівнянні швидкості. Швидкість реакції завжди є позитивною величиною. До найважливіших факторів, які впливають на швидкість реакції,

належать: природа реагуючих речовин, їх концентрації, температура, присутність каталізаторів.

Хімічна рівновага

Велика кількість реакцій є оборотними. Так, при нейтралізації лугом дуже слабкої ціанідної кислоти виявляється, що реакція до кінця не здійснюється, і розчин має сильно лужну реакцію. Це означає, що дана реакція оборотна:



Тобто NaCN та H₂O, взаємодіючи одне з одним, частково переходять у вихідний стан. Для позначення таких реакцій використовують символ " \leftrightarrow ". Протягом прямої реакції її швидкість –

$$v_{\text{пр}} \rightarrow k_{\text{пр}} \cdot [\text{HCN}] \cdot [\text{NaOH}]$$

зменшується, тому що реагуючі речовини витрачаються, і їх концентрація зменшується. Водночас з цим протікає зворотна реакція:

$$v_{\text{зв}} \rightarrow k_{\text{зв}} \cdot [\text{NaCN}] \cdot [\text{H}_2\text{O}],$$

і її швидкість зростає, тому що за рахунок прямої реакції зростає концентрація продуктів реакції. Зрештою швидкості обох реакцій стають однаковими. Але навіть після вирівнювання швидкостей якась частина молекул HCN буде нейтралізуватися NaOH, але з такою ж самою швидкістю будуть утворюватися інші молекули HCN за реакцією NaCN з H₂O, і в такий спосіб подальших змін у системі розчину не відбудеться – настає **хімічна рівновага**.

В міру протікання оборотної реакції вихідні речовини витрачаються, і їх концентрації падають, внаслідок чого зменшується швидкість прямої реакції. Одночасно з'являються продукти реакції, і їх концентрація зростає. Внаслідок цього починає йти зворотна реакція, причому її швидкість поступово збільшується. Коли швидкості прямої та зворотної реакцій стають однаковими, настає хімічна рівновага – стійкий стан системи. У момент рівноваги концентрації взаємодіючих речовин є постійними.

На зміщення рівноваги впливають такі чинники: концентрація, температура і тиск (для газоподібних речовин). Проте якщо сума об'ємів газів у прямій та зворотній реакції однакова, то зміна тиску не впливатиме на зміщення рівноваги.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід №1. Вплив концентрації на швидкість реакції при постійній температурі.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, мірні циліндри, розчини H_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Взаємодія тіосульфату натрію з сульфатною кислотою проходить відносно повільно і супроводжується виділенням в осад вільної сірки. Спочатку з'являється опалесценція, а потім сірка осідає на стінки пробірки щільним шаром:



Швидкість реакції умовно можна виразити як величину, обернену часу протікання реакції (від моменту змішування реагентів до появи опалесценції розчину).

Візьміть шість чистих сухих пробірок. В три з них налейте попередньо відміряні мірним циліндром по 2мл 10%, 20%, 30% розчину тіосульфату натрію. В інші три пробірки влийте по 2мл 2Н розчину сульфатної кислоти, відміряну також мірним циліндром.

Послідовно зливайте відміряну кількість сульфатної кислоти з розчинами тіосульфату. в момент зливання включіть секундомір. Час від зливання розчинів до появи опалесценції запишіть в таблицю 5.1.

Таблиця 5.1. Результати дослідів

№ дослід у	Об'єм $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	С $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, %	Об'єм H_2SO_4 , мл	Час проходження реакції τ , с.	Швидкість реакції $(v=1/\tau)$, с^{-1}

Визначте швидкість проходження реакції у кожній пробірці, як величину, обернену часу $(v=1/\tau)$. Побудуйте графік залежності швидкості реакції від концентрації. Для цього по осі абсцис відкладіть

значення концентрації тіосульфату натрію, по осі ординат - швидкість реакції ($1/\tau$). Зробіть висновок про характер цієї залежності.

Дослід №2. Вплив температури на швидкість реакції при постійній концентрації реагентів.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, мірні циліндри, термохімічний стакан, термометр, розчини H_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Візьміть шість чистих сухих пробірок. В три з них налейте по 2мл (відміряйте мірним циліндром) 10%-ного розчину тіосульфату натрію, а в інші три – по 3мл 2Н розчину сульфатної кислоти. Підігрійте воду в термохімічній склянці до $30\div 35^\circ\text{C}$. Занурте першу пару пробірок (кислота-тіосульфат) і термометр у воду, не торкаючись дна і стінок склянки. Зафіксуйте температуру. Через 5хв долийте кислоту в тіосульфат натрію. За допомогою секундоміра відмітьте час появи опалесценції розчину.

Для двох других пар пробірок підвищуйте температуру води в склянці кожен раз на 10°C . Час від зливання розчинів до появи опалесценції запишіть в таблицю 5.2.

Таблиця 5.2. Результати дослідів

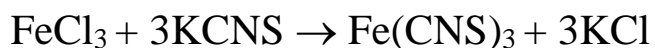
№ дослід у	Температура, $^\circ\text{C}$	Час проходження реакції τ , с.	Швидкість реакції, сек^{-1}	Температурний коефіцієнт, γ

Побудуйте графік залежності швидкості реакції від температури та визначте характер цієї залежності. Використовуючи одержані експериментальні значення швидкості реакції при температурах t_1 , t_2 , t_3 , розрахуйте значення температурного коефіцієнта та його середнє значення.

Дослід №3. Зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, мірні циліндри, розчини FeCl_3 , KCNS , KCl .

Вплив концентрації реагуючих речовин на хімічну рівновагу дослідіть на прикладі реакції:



Поява червоного забарвлення роданіду заліза дає змогу прослідкувати за зміщенням хімічної рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин.

В чисту пробірку налити (на 1/3 об'єму пробірки) насиченого розчину хлориду заліза (III), до якого додавайте (по краплях) насичений розчин роданіду калію. Відмітьте появу криваво-червоного забарвлення. Розчин розділіть рівномірно в чотири пробірки: першу залишіть для порівняння, у другу додайте декілька крапель розчину FeCl_3 , в третю – KCNS , у четверту – KCl . Користуючись законом дії мас, поясніть зміну забарвлення у 2, 3, 4 пробірках. Результати досліду запишіть в таблицю 5.3.

Таблиця 5.3. Результати досліду

Розчин, який додаємо	Зміна інтенсивності забарвлення	Напрямок зміщення рівноваги

Запитання для усної відповіді

1. Що таке швидкість хімічної реакції?
2. Як вимірюють швидкість гомогенних та гетерогенних реакцій?
3. Чи може бути швидкість від'ємною? Чому?
4. Які чинники впливають на швидкість реакції?
5. Як на швидкість реакції впливає температура?
6. Коли настає хімічна рівновага?
7. Які чинники впливають на зміщення рівновагу?
8. Як впливає на рівновагу зміна концентрації?

ТЕМА. Розчини електролітів. Гідроліз солей.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Розчин – це гомогенні (однорідні) системи з двох, (або кількох) речовин, відносні кількості яких можуть значно змінюватись. Будь-який розчин складається з розчиненої речовини (речовин) і розчинника, тобто середовища, у якому молекули або йони цієї речовини рівномірно розподілені. **Розчинник** – це компонент розчину, агрегатний стан якого при утворенні розчину залишається рідким. Якщо змішуються рідина з рідиною, то розчинником вважають той компонент, кількість якого більша.

Загальні правила приготування розчинів

Розраховану масу речовини (наважку) зважують на годинниковому склі на терезах і переносять у мірну колбу. Залишки речовини з годинникового скла змивають розчинником із мірного стакана. Розчинник відмірюють мірним стаканом (циліндром). Поступово додають до речовини розчинник і добре перемішують. Доводять рівень рідини до мітки, додаючи розчинник краплями (рис. 6.1).

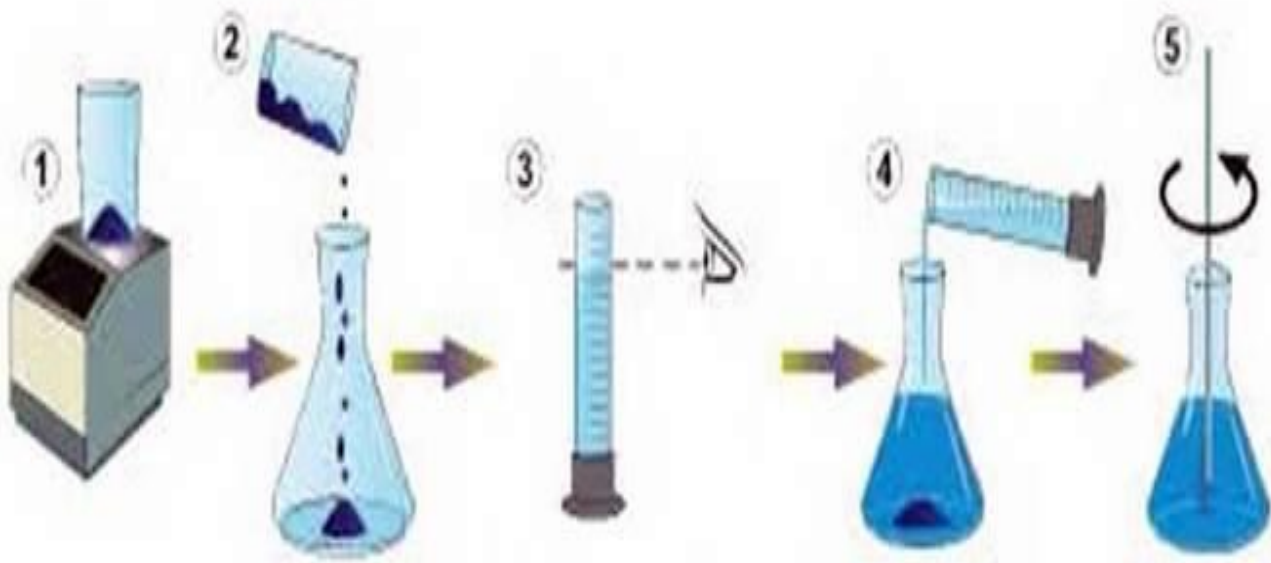


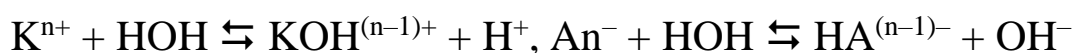
Рис. 6.1. Послідовність дій при приготуванні розчину.

Серед речовин розрізняють електроліти та неелектроліти. **Електролітами** називають речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Розчини і розплави неелектролітів електричний струм не проводять. Носіями електричного струму в розчинах (розплавах) електролітів є іони. Тому електролітами є речовини, молекули яких в розчині або розплаві дисоціюють (розпадаються) на іони. Здатність електроліту дисоціювати на іони кількісно оцінюється за допомогою ступеня дисоціації α , який показує, яка частка від загального числа молекул розчиненої речовини розпалась на іони.

За величиною ступеня дисоціації розчинів усі електроліти поділяють на сильні і слабкі. До сильних електролітів належать речовини, які у розчині практично повністю дисоціюють на іони. Слабкі електроліти у розчинах дисоціюють частково. Характерною особливістю слабких електролітів є встановлення динамічної рівноваги між іонами і молекулами розчиненої речовини.

Гідроліз солей

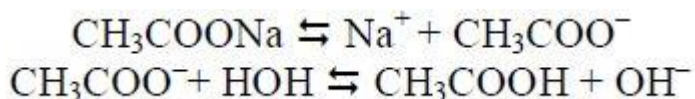
Гідроліз солі – процес взаємодії солі з водою, що призводить до утворення малодисоціюючих частинок (молекул або йонів). Гідроліз солей якісно можна представити як результат поляризаційної взаємодії йонів солі з їх гідратною оболонкою і спрощено представити наступними схемами:



Гідроліз зумовлений утворенням малодисоціюючих частинок $KOH^{(n-1)+}$ і $HA^{(n-1)-}$. Чим більшим є заряд і меншим радіус йонів солі, тим сильнішою є їх поляризаційна взаємодія з водою, слабкішою дисоціація частинок, що утворюються: $KOH^{(n-1)+}$ і $HA^{(n-1)-}$, і тим повніше відбувається гідроліз.

Поляризуюча дія на молекули води є невеликою у катіонів лужних та лужноземельних металів, однозарядних аніонів, наприклад Cl^{-} , Br^{-} , NO_3^{-} , у деяких двозарядних, наприклад SO_4^{2-} . Тому солі, що утворені аніоном сильної кислоти і катіоном сильної основи, гідролізу не піддаються.

В результаті гідролізу зміщується рівновага електролітичної дисоціації води, що призводить до зміни рН середовища, яке можна визначити за допомогою індикаторів. **Наприклад**, в результаті розчинення ацетату натрію середовище стає лужним завдяки наступним процесам:



Зміна водневого показника рН під час розчинення солі у воді є основною ознакою гідролізу. Можливість і характер гідролізу визначається природою кислоти і основи, якими утворена сіль.

Розв'язування задач

6.1. Обчислення ступеня дисоціації. Константа дисоціації бромнуватої кислоти (HBrO) дорівнює $2,1 \cdot 10^{-9}$. Обчисліть її ступінь дисоціації в 0,01М розчині.

Розв'язок: За законом розведення Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{C_{\text{м}}}}; \text{ тоді } \alpha = \sqrt{\frac{2,1 \cdot 10^{-9}}{1 \cdot 10^{-2}}} = 4,58 \cdot 10^{-4}; a = 4,58 \cdot 10^{-4}, \text{ або } a =$$

0,046%.

6.2. Обчислення рН розчинів. Обчислити рН розчину з концентрацією іонів водню $4,2 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

Розв'язок: $[\text{H}^+] = 4,2 \cdot 10^{-5}$; $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 4,2 \cdot 10^{-5} = 5 - \lg 4,2 = 4,38$.

6.3. Обчислення рН розчинів сильних електролітів. Обчислити рН розчину соляної кислоти з $C = 0,15$ моль/л і розчину гідроксиду натрію з $C = 0,2$ моль/л, $a = 1$.

Розв'язок: 1) $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$; $[\text{H}^+] = a \cdot C_{\text{к-ти}} = 1 \cdot 0,15 = 0,15$ моль/л; $\text{pH} = -\lg 1,5 \cdot 10^{-1} = 1 - \lg 1,5 = 0,824$.

2) $\text{pH} + \text{pOH} = 14$; $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$; $[\text{OH}^-] = a \cdot C_{\text{осн.}} = 1 \cdot 0,2 = 0,2$ моль/л; $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,2 = 0,7$; $\text{pH} = 14 - 0,7 = 13,3$.

6.4. Обчислення рН розчинів слабких електролітів.

Обчислити рН розчину мурашиної кислоти з $C = 0,1$ моль/л, $K_d = 1,8 \cdot 10^{-4}$.

Розв'язок: $pH = -\lg[H^+]$; $[H^+] = a \cdot C$; $K_d = a^2 \cdot C$; $a = \sqrt{\frac{K_d}{C}}$;

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_d}{C}} \cdot C = \sqrt{K_d \cdot C};$$

$$pH = -\lg \sqrt{K_d \cdot C} = \lg \sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1} = -\lg 4,24 \cdot 10^{-3} = 2,37.$$

6.5. Обчислення рН розчинів після розведення їх водою.

Як зміниться рН води, якщо 80мл води долити до 20 мл розчину гідроксиду натрію з $C = 0,1$ моль/л, $a = 1$.

Розв'язок: $pH_{(води)} = 7$.

Після розведення $V_2 = 80 + 20 = 100$ мл

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2; C_2 = \frac{V_1}{V_2} \cdot C_1 = \frac{20 \cdot 0,1}{100} = 0,02;$$

$$pOH = -\lg[OH^-];$$

$$[OH^-] = a \cdot C = 1 \cdot 0,02 = 2 \cdot 10^{-2}, pOH = -\lg 2 \cdot 10^{-2} = 1,7;$$

$$pH = 14 - 1,7 = 12,3; \Delta pH = 12,3 - 7 = 5,30.$$

6.6. Обчислення рівноважної концентрації іонів водню, якщо відомий рН. Обчислити $[H^+]$ крові, якщо $pH = 7,36$.

Розв'язок: Знаходять антилогарифм числа 7,36;

$$[H^+] = 4,4 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід №1. Приготування розчинів

Прилади, обладнання, матеріали: ваги, годинникове скло, мірні циліндри, кухонна сіль, кальцій хлорид кристалогідрат, розчин H_2SO_4 .

1.1. Приготування розчинів із заданою масовою часткою.

В 135 г води розчинено 15 г солі. Яка масова частка солі (в%) в розчині?

Розрахунки:

$$\omega = \frac{m_{(\text{солі})}}{m_{(\text{розчину})}} * 100\%;$$

$$1) m_{\text{розчину}} = m_{(\text{H}_2\text{O})} + m_{(\text{солі})};$$

$$m_{\text{розчину}} = 135\text{г} + 15\text{г} = 150\text{г}_{(\text{розчину})}$$

$$2) \omega = \frac{15}{150} * 100 = 10\%$$

Приготувати розчин по вище представлений методиці.

1.2. Приготування розчину із заданою масовою часткою змішуванням двох розчинів.

Обчислити об'єм розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 56 % ($\rho = 1,460$ г/мл) та об'єм води, які необхідні для приготування 100 мл розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 20% ($\rho = 1,143$ г/мл).

Розрахунки: При змішуванні розчинів користуються «правилом хреста» («діагональною схемою»). В середині хреста записують масову частку розчину (w_3), який необхідно приготувати. Зліва записують концентрації w_1 і w_2 . Справа записують різницю між w_3 і w_2 , w_3 і w_1 .

Схема має загальний вигляд:



В наведеному прикладі:



Згідно зі схемою на 20 в.ч. розчину з $w = 56\%$, необхідно взяти 36 в.ч. води, а маса розчину складає:

$$m = \rho * V = 100 * 1,143 = 114,3\text{г},$$

що згідно зі схемою складає $20 + 36 = 56$ в.ч.

Масу сульфатної кислоти, яку потрібно взяти для приготування розчину, можна знайти за пропорцією:

114,3 г (20% р-ну) складає 56 в.ч.; x г складає 20 в.ч.

$$X = 114,3 * \frac{20}{56} = 40,82\text{г}$$

$$\text{а об'єм отриманого розчину: } V_1 = \frac{m_1}{\rho_1} = \frac{40,82}{1,460} = 28 \text{ (мл)}$$

Для приготування розчину необхідно води: $m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) = 114,30 - 40,82 = 73,48$ г (мл)

Достовірність розрахунків і приготування розчину сульфатної кислоти перевірити через визначення густини цього розчину яку встановити за допомогою ареометра (рис. 6.2). За табличними даними за густиною визначити концентрацію.



Рис. 6.2. Ареометри

1.3. Приготувати 0,1 М розчин кальцію хлориду розчиненням кристалогідрату.

Обчислити масу $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, яка необхідна для приготування 50 мл 0,1 М розчину.

Розрахунки: $M_{(\text{CaCl}_2)} = 111 \text{ г/моль}$ $M_{(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})} = 219 \text{ г/моль}$

$$m(\text{CaCl}_2) = C_M \cdot V_{(\text{л})} \cdot M = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 0,05 \text{ л} \cdot 111 \text{ г/моль} = 0,555 \text{ г}$$

111 г/моль	—	219 г/моль
CaCl_2		$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
0,555 г	—	X
		X = 1,095 г

Для приготування 50 мл 0,1М розчину кальцію хлориду необхідно взяти 1,095г кристалогідрату.

1.4. Приготування розчину розведенням більш концентрованого розчину.

Скільки розчину солі з масовою часткою 18 % необхідно додати до 46 г води, щоб утворився 15 % розчин.

Розрахунки: Нехай $m_{(\text{р-ну солі } 18\%)} = x \text{ г}$, тоді:

$$0,18 x = (46 + x) \times 0,15 = 230 \text{ г}$$

Для приготування 15 % розчину з 18 % необхідно взяти 230 г 18% розчину і 46 г води.

Дослід №2. Електропровідність розчинів.

Прилади, обладнання, матеріали: прилад для вимірювання електропровідності, хімічні склянки, розчини: NaCl, HCl, NH₄OH; кристалічний NaCl.

В шість хімічних склянок наливають по 100 мл водних розчинів: в першу – розчин NaCl, в другу – кристалічний NaCl, в третю – розчин HCl, в четверту – розчин NH₄OH, в п'яту – воду з водопровідного крану, в шосту – дистильовану воду. За допомогою приладу визначають електропровідність розчинів та сухої солі. Для цього у склянку з відповідним розчином занурюють вугільні електроди. Прилад вмикають в електромережу та відмічають загорання лампочки. Прилад вимикають, електроди промивають дистильованою водою, а потім перевіряють наступний розчин. Результати досліду записують в таблицю 6.1, відмічаючи (++) – сильний електроліт, (+) – слабкий електроліт, (-) – неелектроліт.

Таблиця 6.1. Результати досліду

№ склянки	Речовина	Агрегатний стан	Електропровідність	Висновок
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				
6.				

Дослід №3. Гідроліз солей.

Прилади, обладнання, матеріали: ваги, годинникове скло, мірні циліндри, кристалики: Na₂CO₃, ZnCl₂, NaNO₃; розчини: CH₃COONa, AlCl₃, NaOH, HCl, лакмус, фенолфталеїн.

3.1. Гідроліз солей. В чотири пробірки з дистильованою водою додають по 1-2 краплі лакмусу. Першу пробірку залишають в якості еталону забарвлення, в другу вкидають два кристалики карбонату натрію, в третю – хлорид цинку, в четверту – нітрат натрію. Як змінюється забарвлення в пробірках? В розчинах яких солей відбувся

гідроліз? Записують рівняння гідролізу солей в молекулярному та іонно – молекулярному вигляді. Визначають рН середовища.

3.2. Вплив температури на гідроліз. До розчину ацетату натрію додають дві краплі фенолфталеїну. Фіксують інтенсивність забарвлення. Нагрівають пробірку до кипіння. Як змінюється забарвлення? Охолоджують пробірку спочатку на повітрі, а потім під струменем холодної води. Що відбувається? Записують відповідні реакції та роблять аргументовані висновки.

3.3. Повний гідроліз. До розчину солі хлориду алюмінію додають розчин карбонату натрію. Спостерігають за утворенням білого осаду і виділенням бульбашок газу. Переконаються у тому, що отриманий осад не є вуглекисла сіль, а гідроксид алюмінію. Для цього ділять осад на дві частини: в одну приливають розчин NaOH, а в другу розчин HCl. В обох випадках спостерігають розчинення осаду. Складають відповідні рівняння реакцій в молекулярному та іонно – молекулярному вигляді.

Запитання для усної відповіді

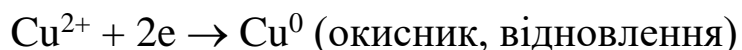
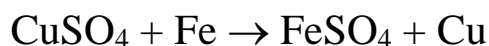
1. Що таке розчини? Наведіть приклади розчинів.
2. Як приготувати розчин із заданою масовою часткою?
3. Як приготувати розчин розведенням з більш концентрованого розчину?
4. Як приготувати розчин з кристалогідрату?
5. Чому розчини електролітів здатні проводити електричний струм?
6. Що таке гідроліз солей?
7. Як відбувається гідроліз різних типів солей? Наведіть приклади.
8. Які чинники впливають на гідроліз солей?
9. Як обчислити рН розчинів сильних та слабких електролітів?
10. Як вимірюють густину розчину за допомогою ареометра?

Лабораторна робота №7

ТЕМА. Окисно-відновні реакції та електрохімічні процеси.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Окисно-відновні процеси супроводжуються переходом (або відтягуванням) електронів від одних атомів до інших. При цьому частинка (атом, молекула або йон), яка приймає електрони (акцептор електронів), виступає окисником і у процесі реакції відбувається її відновлення (ступінь окиснення знижується). Частинка (атом, молекула або йон), яка віддає електрони (донор електронів), виступає відновником і у процесі реакції відбувається її окиснення (ступінь окиснення підвищується). *Наприклад:*



Необхідно пам'ятати, що атоми елементів, які мають вищий ступінь окиснення, проявляють лише окисні властивості; атоми елементів з нижчим ступенем окиснення – лише віднові, а з проміжним – можуть бути як окисниками, так і відновниками. *Наприклад,* Сульфур у наступних сполуках проявляє властивості: $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – окисника (H_2SO_4 – концентрована), H_2S^{-2} – відновника, $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – і окисника, і відновника. Сила окисників та відновників визначається за рядом напруг металів і рядом окисно-відновних потенціалів, який є кількісною характеристикою спорідненості йонів і атомів до електрону.

Електроліз – це окисно-відновний процес, який відбувається на електродах в умовах проходження постійного електричного струму через розчин або розплав електроліту. На катоді завжди протікає процес відновлення, а на аноді – окиснення. Електроліз підкоряється законам Фарадея. Необхідно пам'ятати, що при проходженні 96500 Кл через розчин чи розплав електроліту виділяється 1 моль еквівалентів будь-якої речовини, наприклад, 12 г Mg, 20 г Ca, 1,008 г або 11,2 л H_2 ,

8 г або 5,6 л O₂ і ін. На електроліз впливають: густина струму, матеріал електродів, склад електроліту та інші фактори.

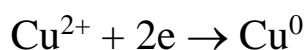
Відновлення катіонів активних металів у розчинах їх солей не протікає, оскільки вони є надзвичайно слабкими окисниками, тому катіони металів від Li⁺ до Al³⁺ включно не розряджуються на катоді, у цьому випадку протікає електровідновлення води на катоді:



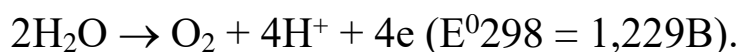
Катіони, які розміщено у ряду напруг від Mn²⁺ до Pb²⁺ розряджуються одночасно з водою. Наприклад:



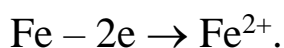
Побічний процес виділення водню на катоді при електроосадженні металів значно знижує ефективність електролізу за рахунок охрупчування (збільшення крихкості) воднем електролітичних осадів і металевої основи, на яку наноситься покриття. Це явище максимально гальмують на виробництві, подавляючи катодне виділення водню спеціальними добавками – інгібіторами. Катіони, які стоять в ряду активності за воднем (Cu²⁺ Au³⁺), розряджуються найлегше, оскільки це сильні окисники (позитивний електродний потенціал):



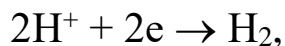
Розряд аніонів на інертних електродах (C, Pt, Au) проходить у такій послідовності: S²⁻, I⁻, Br⁻, Cl⁻, OH⁻. Оксигеновмісні аніони вимагають більшого потенціалу розряду, тому на аноді електроокисненню підлягає вода:



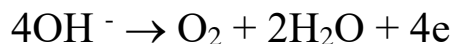
Зверніть увагу на те, що електроліз розчинів типу Na₂SO₄, KNO₃ та інших солей зводиться практично до електроокиснення води на аноді і електровідновлення її на катоді. При цьому на аноді проходить підкислення (pH < 7), а на катоді – збільшення (підвищення) лужного середовища (pH > 7). На розчинних електродах (Fe, Zn, Cu, Ni та ін.) не відбувається розряд йонів, а розчиняється сам анод:



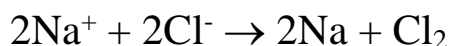
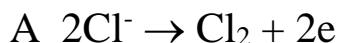
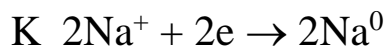
Йони Гідрогену розряджуються з кислот:



а гідроксильні йони – з лугів:



При електролізі розплаву розряджуються катіони і аніони електроліту, *наприклад*, розплав $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$



ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід №1. Окисні властивості дихромату калію.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, розчини: K_2CrO_4 , Na_2SO_3 , H_2SO_4 .

У дві пробірки налейте розчин дихромату калію. В одну із пробірок додайте 2Н розчин H_2SO_4 . В обидві пробірки долийте (обережно, по стінках пробірок) сульфід натрію. Спостерігайте за зміною забарвлення в обох пробірках та утворення осаду в одній із них.

Напишіть рівняння реакцій відновлення дихромату калію сульфідом натрію у кислому та нейтральному середовищах та зробіть відповідні висновки. Урівняйте рівняння реакцій способом електронного балансу.

Дослід №2. Окисні властивості перманганату калію в залежності від рН середовища.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, розчини: KMnO_4 , NaOH , Na_2SO_3 , H_2SO_4 .

У три пробірки налейте розчин перманганату калію. В першу з них додайте розчин сульфатної кислоти, і другу – такий же об'єм води, у третю – розчин лугу. У кожную з пробірок додайте рівний об'єм сульфиту натрію. Спостерігайте зміну забарвлення розчину перманганату калію у пробірках, зафіксуйте колір отриманих розчинів.

Напишіть та урівняйте рівняння реакцій способом електронного балансу.

Дослід №3. Окисно-відновна подвійність елементів.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, розчини: KJ, KMnO₄, NaOH, Na₂SO₃, H₂SO₄, крохмалю.

3.1. У пробірку з розчином йодиду калію додайте 2Н розчин H₂SO₄, а потім розчин сульфіту (нітриту) натрію. Зафіксуйте виділення газу і зміну забарвлення розчину під дією кисню повітря. За допомогою декількох крапель розчину крохмалю доведіть наявність вільного йоду.

3.2. У пробірку з розчином перманганату калію додайте розчин сульфатної кислоти, а потім – розчин сульфіту (нітриту) натрію. Зафіксуйте зміну забарвлення розчину.

Напишіть до обох дослідів рівняння реакцій, урівняйте їх способом електронного балансу. В якому випадку сульфід (нітрит) натрію проявляє окисні, а в якому – відновні властивості? Чому?

Дослід №4. Електроліз розчину.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, розчини: KJ, KMnO₄, NaOH, Na₂SO₃, H₂SO₄.

4.1. В U-подібну трубку налийте розчин купрум (II) сульфату. В обидва коліна занурте вугільні електроди та ввімкніть джерело постійного струму. Через декілька хвилин спостерігайте на одному з електродів утворення шару червоної міді, біля другого електрода – бульбашок газу. Зафіксуйте свої спостереження. Складіть схему електролізу та рівняння реакцій, які відбуваються на електродах. По закінченню досліду електроди промийте дистильованою водою.

4.2. В U-подібну трубку налийте розчин з масовою часткою калій йодиду 10% (катод – алюмінієвий, анод – вугільний). Електроди приєднайте до джерела постійного струму. Електроліз проводять за $V = 10 \text{ В}$ і $I = 1-1,5 \text{ А}$. Що при цьому виділяється на катоді та на аноді? Складіть рівняння процесів, які протікають на електродах. По закінченню досліду електроди промийте дистильованою водою.

Дослід №5. Визначення рН за допомогою рН-метра.

Прилади, обладнання, матеріали: рН-метр, розчини різної концентрації: NaOH, K₂CO₃, H₂SO₄.

Провести визначення рН різних розчинів різних концентрацій і записати результати визначення.

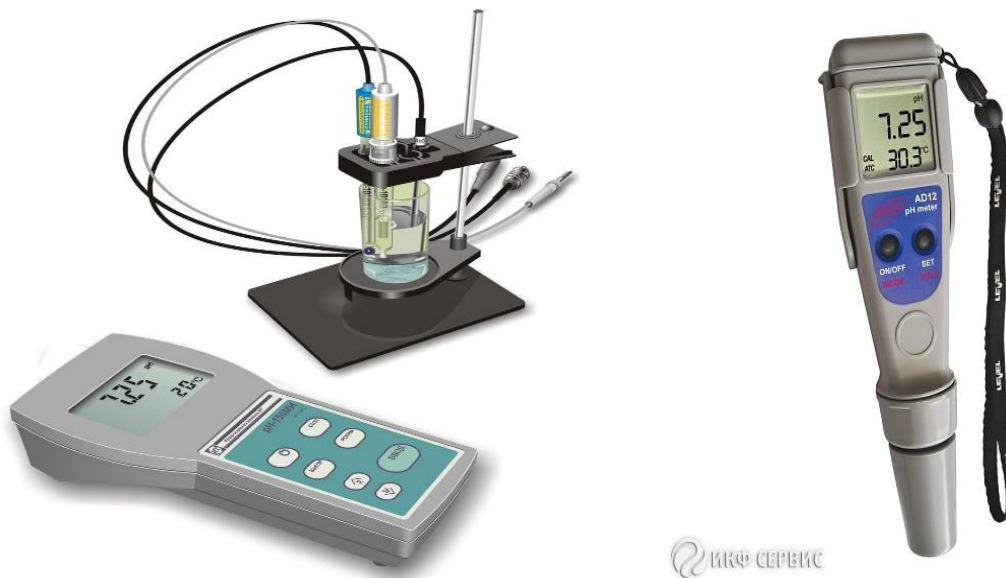


Рис. 7.1. Різновиди рН-метрів

Запитання для усної відповіді

1. Які реакції називаються окисно-відновними?
2. Що таке “окисник”, “відновник”, процес відновлення і окиснення? Наведіть приклади важливіших окисників і відновників.
3. Чи можуть бути окисниками: атоми натрію, катіони натрію, Оксиген зі ступенем окиснення –2, йод зі ступенем окиснення 0.
4. Що таке електроліз? Які чинники впливають на процес електролізу?
5. Які процеси протікають на катоді та аноді під час електролізу?
6. У чому різниця процесів електролізу з розчинним і нерозчинним анодом?
7. У якій послідовності виділяться на катоді метали при електролізі розчинів, що містять йони Fe²⁺, Cu²⁺ і Ni²⁺?

Лабораторна робота №8

ТЕМА. Загальні властивості металів. Корозія металів та засоби захисту від неї.

ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ

Якщо в періодичній системі провести діагональ від бору до астату, то в правій верхній частині будуть знаходитись **неметали** (за виключенням елементів побічних підгруп), а в лівій нижній – **метали**. Елементи головних підгруп, які розташовані поблизу діагоналі (Be, Al, Ga, Sn, Pb), мають подвійний характер, тобто проявляють проміжні властивості. Поділ на метали і неметали є умовним. Деякі елементи (Te, As, Sb, Ge) поведуться як метали в одних умовах і як неметали в інших.

Атоми металів, на відміну від атомів неметалів, мають значно більший розмір атомних радіусів. Тому вони легко віддають валентні електрони, виступаючи відновниками. Відновні властивості металів зростають в електрохімічному ряду напруг металів від Au до K. Найактивнішими є метали головної підгрупи I групи (валентність I), особливо Fr. Активними металами є також елементи головної підгрупи II групи (валентність II), найактивніший з яких Ra. Атоми металів побічних підгруп мають, як правило, у зовнішньому електронному шарі 1-2 електрони, а в передзовнішньому – більше восьми. Для цих металів характерні різні ступені окислення (залежно від кількості d-електронів на передзовнішньому енергетичному рівні).

Метали мають відновні властивості. В цьому полягає їх головна, найбільш важлива загальна хімічна властивість. В ряду Al, Be, Mg, Ca, Li, Na, K, Rb, Cs відновна властивість збільшується. Метали як відновники вступають в реакції з різними окисниками, серед яких можуть бути прості речовини, кислоти, солі менш активних металів і деякі інші сполуки.

Корозія – це самочинний процес руйнування (окиснення) металів під впливом окисника зовнішнього середовища. Корозія

супроводжується утворенням різних сполук металів – оксидів, гідрооксидів, солей. У залежності від механізму процесу руйнування металів корозію поділяють на хімічну та електрохімічну. **Хімічна корозія** відбувається в середовищах, які не проводять електричний струм зарядженими частинками – іонами електролітів. Це корозія в сухих газах та рідинах у відсутності вологи. **Електрохімічна корозія** відбувається в середовищах, що можуть проводити електричний струм іонами, тобто в розчинах електролітів. Тому обов'язковою умовою такого механізму є присутність води у явному або неявному (тонка плівка вологи на поверхні металу, навіть невидима для ока спостерігача) вигляді. Механізм електрохімічної корозії зводиться до роботи макро- або мікрогальванічних короткозамкнених елементів і визначається різницею потенціалів активних та пасивних ділянок на поверхні металу. Такі різні ділянки з'являються внаслідок будь яких неоднорідностей: домішки, порушення в будові кристалічних ґрат, різниця температури, механічної напруги, різниці потенціалів тощо.

Захист металу від корозійних руйнувань складається із цілого комплексу заходів. Частина цих заходів враховується ще в процесі проектування, частина – в процесі виготовлення, а останні заходи повинні бути прийняті в процесі експлуатації конструкцій. Методи захисту металів від корозії можна поділити на такі основні групи:

- захисні покриття;
- електрохімічний захист;
- обробка агресивного (зовнішнього) середовища;
- раціональне проектування.

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

Дослід №1. Взаємодія металів з кислотами.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, залізна та мідна стружка, розчини: NaOH, H₂SO₄, HCl, HNO₃.

1.1. У три пробірки внесіть по декілька крапель розчинів (однакової концентрації) хлоридної, сульфатної та нітратної кислот і в кожен вкиньте по стружці заліза. Спостерігайте хід реакцій. Якщо

реакції проходять повільно, пробірки слід підігріти. Аналогічно проведіть реакції взаємодії заліза з концентрованими кислотами: хлоридною, сульфатною та нітратною. Складіть відповідні рівняння реакцій; наведіть електронні рівняння, вкажіть окислювач та відновник; зробіть висновки.

1.2. Аналогічні досліди проробіть з мідною струшкою. Складіть відповідні рівняння реакцій; наведіть електронні рівняння, вкажіть окислювач та відновник; зробіть висновки.

Дослід №2. Взаємодія металів з розчином лугу.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, цинковий пил, залізні та мідні стружки. розчин NaOH.

В три пробірки послідовно внесіть цинковий пил, залізні та мідні стружки. В кожену додайте розчину гідроксиду натрію. Чи у всіх пробірках виділяється газ? Напишіть рівняння реакцій і врахуйте, що у надлишку лугу утворюється гідроксид. Напишіть електронні рівняння, вкажіть окисник та відновник. Зробіть відповідні висновки.

Дослід №3. Дослідження активності металів.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, цинк, залізо, мідь, розчини: FeSO_4 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , AgNO_3 .

В чотири пробірки внесіть невелику кількість розчинів солей: в першу – ферум (II) сульфат, в другу – нітрат свинцю, в третю – сульфат міді, в четверту – нітрат срібла. У всі пробірки, крім першої, занурте на 2-3 хв. по вузькій пластинці металічного цинку. Зауважте, що відбувається на поверхні металічного цинку у всіх пробірках. Напишіть в молекулярному та іонному вигляді рівняння реакцій взаємодії цинку з розчинами солей. Вкажіть в кожному випадку перехід електронів. Яка роль цинку в цих реакціях? Яка відновна властивість цинку в порівнянні з залізом, свинцем, міддю і сріблом?

Проведіть аналогічні досліди з пластинками заліза та міді. Зробіть відповідні спостереження, напишіть рівняння реакцій та загальні висновки. На основі зроблених спостережень заповніть таблицю 8.1.

Таблиця 8.1. Результати досліду

Занурений метал	Іони металів			
	Zn^{2+}	Fe^{3+}	Cu^{2+}	Ag^{+}
Zn				
Fe				
Cu				

Знак “плюс” ставте під іонами металів в тих випадках, коли ці метали витісняли із розчинів їх солей під дією тих чи інших металів, а знак “мінус” тоді, коли витіснення не спостерігалось. Розташуйте досліджені метали в ряд за зменшенням їх відповідної активності. Які з досліджених металів можуть витіснити водень з розведених кислот?

Дослід №4. Корозія, яка виникає при контакті двох різних металів.

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, скляна трубка, гранули цинку, мідний дріт, мідна стружка, залізна скрепка, розчини: H_2SO_4 , $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.

4.1. У скляну трубку зігнуту під кутом, налейте 2Н розчин сульфатної кислоти, в одне коліно вкиньте гранулу цинку і спостерігайте повільне виділення водню, в друге коліно трубки введіть мідний дріт таким чином, щоб він не торкався гранули цинку. Чи є якісь зміни в процесі? Доторкніться мідним дротом до поверхні гранули цинку. Спостерігайте бурхливе виділення водню на мідному дроті. Складіть схему утвореної гальванічної пари. Напишіть реакції, які проходять під час корозії на аноді та катоді.

4.2. Беремо три чистих пробірки і в кожную наливаємо дистильованої води приблизно (0,25 об'єму пробірки), додаємо декілька крапель гексаціаноферрату (III) заліза і декілька крапель 2Н розчину сульфатної кислоти. В першу пробірку вносимо залізну скрепку (або кнопку); в другу залізну скрепку з гранулою цинку; в третю- залізну скрепку із стружкою міді. Що відбувається у пробірках? В якій із пробірок виникає синє забарвлення? Чому?

Визначте, у яких випадках виникає електрохімічна корозія. До кожного з випадків наведіть рівняння реакцій; катодні та анодні процеси; визначте продукти корозії та зробіть відповідні висновки.

Дослід №5. Анодні та катодні захисні покриття

Прилади, обладнання, матеріали: штатив з пробірками, оцинковане та луджене заліза, розчини: NaCl , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

На зразках оцинкованого та лудженого заліза зробіть порізи та нанесіть на них розчин хлориду натрію та розчин червоної кров'яної солі $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Де з'явилося синє забарвлення? Складіть схеми дії корозійних гальванопар, які виникли при порушенні захисного покриття в обох випадках.

Запитання для усної відповіді

1. Де розміщені метали в періодичній системі?
2. Назвіть елементи, які одночасно є металами та неметалами.
3. Які метали є найактивнішими? Як це визначити?
4. Чому метали завжди є відновниками?
5. Які хімічні властивості характерні для металів?
6. Яка особливість взаємодії металів з кислотами?
7. Які метали здатні взаємодіяти з лугами?
8. Що таке корозія металів?
9. Які є види корозії? Чим вони відрізняються?
10. Які є методи захисту металів від корозії? Наведіть приклади.
11. Що таке анодні та катодні захисні покриття? Наведіть приклади.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Загальна та неорганічна хімія. Лабораторний практикум для студентів напряму підготовки 6.051701 – Харчові технології та інженерія / Укл.: О.І. Сиза, О.М. Савченко – Чернігів: ЧДТУ, 2012. – 104 с.
2. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч./ О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовских, С.В. Іванов. – К.: Пед. Преса, 2002.– Ч. I.– 520 с.
3. Загальна хімія / В. В. Григор'єва, В. М. Самійленко, А. М. Сич, О. А. Голуб – К. : Вища шк., 2009. – 471с.
4. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2003. – 464 с.
5. Методичні вказівки до виконання самостійної роботи з дисципліни “Хімія” (розділ “Хімічна кінетика та хімічна рівновага”) для студентів усіх спеціальностей. / Укл.: Л.Є. Ісаєва, І.Ю. Лев. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2008. – 49 с.
6. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія: задачі і вправи: Навч. посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К. : Либідь, 2001. – 400 с.
7. Неорганічна хімія. Лабораторний практикум / Є.Я. Левітін, О.В. Антоненко, А.М. Бризицька та ін. – Х.: НФаУ: Золоті сторінки, 2012. – 148 с.
8. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія/ Підручник для студентів вищ. навч. закладів. - Київ; Ірпінь: ВТФ "Перун", 1998. - 480 с.
9. General and inorganic chemistry / Levitin Ye.Ya. Vedernikova I.A. – Kharkiv: Publishing House of NUPh: Golden Pages, 2009. – 360 p.